10ª edición

Química

Una introducción a la Química General, Orgánica y Biológica

Karen C. Timberlake

PEARSON

QUÍMICA

Una introducción a la Química General, Orgánica y Biológica

QUÍMICA

Una introducción a la Química General, Orgánica y Biológica

DÉCIMA EDICIÓN

Karen C. Timberlake

TRADUCCIÓN
Rafael Gómez Aspe
María Ángeles Herranz Astudillo
María Josefa Rodríguez Yunta
Dpto. de Química Orgánica I
Facultad de Ciencias Químicas
Universidad Complutense de Madrid

REVISIÓN TÉCNICA
Roberto Martínez Álvarez
Dpto. de Química Orgánica I
Facultad de Ciencias Químicas
Universidad Complutense de Madrid

Prentice Hall
es un sello editorial de

PEARSON

Harlow, England • London • New York • Boston • San Francisco • Toronto • Sydney • Singapore • Hong Kong
Tokyo • Seoul • Taipei • New Delhi • Cape Town • Madrid • Mexico City • Amsterdam • Munich • Paris • Milan

QUÍMICA. UNA INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA GENERAL, ORGÁNICA Y BIOLÓGICA
Décima edición
Karen C. Timberlake

PEARSON EDUCACIÓN, S.A. 2011
ISBN: 978-84-8322-809-8

Materia: 54. Química

Formato: 215 × 270 Páginas: 760

Todos los derechos reservados.
Cualquier forma de reproducción, distribución, comunicación pública o transformación de esta obra sólo puede ser realizada con la autorización de sus titulares, salvo excepción prevista por la ley. La infracción de los derechos mencionados puede ser constitutiva de delito contra la propiedad intelectual (arts. 270 y sgts. Código penal).

Diríjase a CEDRO (Centro Español de Derechos Reprográficos: www.cedro.org), si necesita fotocopiar o escanear algún fragmento de esta obra.

DERECHOS RESERVADOS
©2011, PEARSON EDUCACIÓN S. A.
Ribera del Loira, 28
28042 Madrid (España)
www.pearsoneducacion.com

ISBN: 978-84-8322-743-5
Depósito legal: xxxxxxxxxxxxxxxxxxxxx

Authorized translation from the English language edition, entitled CHEMISTRY: AN INTRODUCTION TO GENERAL, ORGANIC & BIOLOGICAL CHEMISTRY, 10th Edition by KAREN TIMBERLAKE, published by Pearson Education, Inc, publishing as Prentice Hall, Copyright © 2011.

All rights reserved. No part of this book may be reproduced or transmitted in any form or by any means, electronic or mechanical, including photocopying, recording or by any information storage retrieval system, without permission from Pearson Education, Inc.

SPANISH language edition published by PEARSON EDUCACION S. A., Copyright © 2011.

Equipo editorial:
Editor: Miguel Martín-Romo
Técnico editorial: Esther Martín
Equipo de producción:
Director: José Antonio Clares
Técnico: Isabel Muñoz
Diseño de cubierta: Copibook, S. L.
Maquetación: *GEA* CONSULTORÍA EDITORIAL, S. L.
Impreso por: xxxxxxxxxxxxxxxxxxxxx

IMPRESO EN ESPAÑA – *PRINTED IN SPAIN*
Este libro ha sido impreso con papel y tintas ecológicos

Nota sobre enlaces a páginas web ajenas: Este libro puede incluir enlaces a sitios web gestionados por terceros y ajenos a PEARSON EDUCACIÓN, S. A. que se incluyen sólo con finalidad informativa.

PEARSON EDUCACIÓN, S. A. no asume ningún tipo de responsabilidad por los daños y perjuicios derivados del uso de los datos personales que pueda hacer un tercero encargado del mantenimiento de las páginas web ajenas a PEARSON EDUCACIÓN, S. A. y del funcionamiento, accesibilidad o mantenimiento de los sitios web no gestionados por PEARSON EDUCACIÓN, S. A. Las referencias se proporcionan en el estado en que se encuentran en el momento de publicación sin garantías, expresas o implícitas, sobre la información que se proporcione en ellas.

Prentice Hall
es un sello editorial de

PEARSON

Harlow, England • London • New York • Boston • San Francisco • Toronto • Sydney • Singapore • Hong Kong
Tokyo • Seoul • Taipei • New Delhi • Cape Town • Madrid • Mexico City • Amsterdam • Munich • Paris • Milan

BREVE TABLA DE CONTENIDOS

Prólogo 1

1 Medidas 14

2 Energía y materia 51

3 Átomos y elementos 82

4 Los compuestos químicos y sus enlaces 120

5 Cantidades y reacciones químicas 161

6 Gases 209

7 Disoluciones 241

8 Ácidos y bases 280

9 Radiación nuclear 317

10 Introducción a la Química orgánica: los alcanos 350

11 Hidrocarburos insaturados 382

12 Compuestos orgánicos con oxígeno y azufre 405

13 Ácidos carboxílicos, ésteres, aminas y amidas 447

14 Hidratos de carbono 483

15 Lípidos 513

16 Aminoácidos, proteínas y enzimas 552

17 Ácidos nucleicos y síntesis de proteínas 591

18 Procesos metabólicos y producción de energía 623

ÍNDICE

Prólogo 1

P.1 La química y los productos químicos 2
P.2 El método científico: pensar como un científico 4
Química y salud
Los primeros químicos: los alquimistas 6
P.3 Un plan de estudio para aprender química 7
Química y medioambiente
El DDT, buen pesticida, mal pesticida 8
MAPA CONCEPTUAL 11
¡De un vistazo! 12
Términos clave 12
Comprueba tus conocimientos 12
Ejercicios y problemas adicionales 12
¡Acepta el reto! 13
Respuestas 13

1 Medidas 14

1.1 Unidades de medida 15
Investiga tu entorno
Unidades en las etiquetas 18
1.2 Notación científica 18
1.3 Números medidos y cifras significativas 21
1.4 Cifras significativas en cálculos 23
1.5 Prefijos y equivalencias 27
1.6 Cómo escribir factores de conversión 31
Investiga tu entorno
Equivalencias entre el SI y el métrico en etiquetas 33
Química verde
Toxicología y evaluación de la relación riesgo-beneficio 34
1.7 Resolución de problemas 35
Profesiones con química
Técnico veterinario 38
1.8 Densidad 40
Investiga tu entorno
¿Se hunde o flota? 43
Química y salud
Determinación del porcentaje de grasa corporal 44
Química y salud
Densidad relativa de la orina 45
MAPA CONCEPTUAL 45
¡De un vistazo! 45
Términos clave 46
Comprender los conceptos 46
Ejercicios y problemas adicionales 48
¡Acepta el reto! 49
Respuestas 49

2 Energía y materia 51

2.1 Energía 52
Química verde
El dióxido de carbono y el calentamiento global 55
2.2 Energía y nutrición 56
Investiga tu entorno
Contar calorías 57
Química y salud
Perder y ganar peso 58
2.3 Conversiones de temperatura 59
Profesiones con química
Técnico quirúrgico 60
Química y salud
Variación en la temperatura corporal 62
2.4 Calor específico 63
2.5 Los estados de la materia 64
2.6 Cambios de estado 67
Profesiones con química
Histólogo 69

Química y salud
Quemaduras por vapor 71
MAPA CONCEPTUAL 74
¡De un vistazo! 75
Términos clave 75
Comprender los conceptos 76
Ejercicios y problemas adicionales 77
¡Acepta el reto! 78
Respuestas 78

■ Combina los conceptos de los capítulos 1 y 2 80

3 Átomos y elementos 82

3.1 Clasificación de la materia 83
3.2 Elementos y símbolos 86
Química y salud
La toxicidad del mercurio 88
3.3 La tabla periódica 89
Química y salud
Elementos esenciales para la salud 90
Química y salud
Elementos traza: esenciales para la salud 94
3.4 El átomo 95
Investiga tu entorno
Repulsión y atracción 97
3.5 Número atómico y número másico 98
Profesiones con química
Optometrista u óptico 99
3.6 Isótopos y masa atómica 101
3.7 Niveles energéticos electrónicos 104
Química verde
Bombillas de bajo consumo 106
3.8 Variaciones periódicas 107
Química y salud
Reacciones biológicas a la luz ultravioleta 107
MAPA CONCEPTUAL 112
¡De un vistazo! 113
Términos clave 113
Comprender los conceptos 114
Ejercicios y problemas adicionales 115
¡Acepta el reto! 116
Respuestas 117

4 Los compuestos químicos y sus enlaces 120

4.1 La regla del octeto y los iones 121
Química y salud
Algunas aplicaciones de los gases nobles 125
Química y salud
Algunos iones importantes del cuerpo 126
4.2 Compuestos iónicos 127
Profesiones con química
Fisioterapeuta 128
4.3 Nomenclatura y formulación de compuestos iónicos 130
4.4 Iones poliatómicos 133
Química y salud
Iones poliatómicos en huesos y dientes 135
4.5 Compuestos covalentes 138
4.6 Electronegatividad y polaridad de enlaces 144
4.7 Geometría y polaridad de las moléculas 147
4.8 Fuerzas de atracción intermoleculares 151
MAPA CONCEPTUAL 153
¡De un vistazo! 154
Términos clave 154
Comprender los conceptos 155
Ejercicios y problemas adicionales 156
¡Acepta el reto! 157
Respuestas 158

5 Cantidades y reacciones químicas 161

5.1 El mol 162
5.2 Masa molar 166
Investiga tu entorno
Calcular moles en la cocina 169
5.3 Cambios químicos 171
5.4 Ecuaciones químicas 174

5.5 Tipos de reacciones 179
Química y salud
El esmog y su influencia en la salud 183
5.6 Reacciones de oxidación-reducción 184
Investiga tu entorno
Oxidación de frutas y verduras 186
Química verde
Pilas de combustible: energía limpia para el futuro 188
5.7 Relaciones entre moles en las ecuaciones químicas 189
5.8 Cálculos de masas para las reacciones 192
5.9 La energía en las reacciones químicas 195
Química y salud
Bolsas calientes y bolsas frías 196
MAPA CONCEPTUAL 199
¡De un vistazo! 199
Términos clave 200
Comprender los conceptos 200
Ejercicios y problemas adicionales 202
¡Acepta el reto! 203
Respuestas 204
■ Combina los conceptos de los capítulos 3 a 5 207

6 Gases 209

6.1 Propiedades de los gases 210
Investiga tu entorno
Obtención de un gas 213
6.2 Presión de un gas 213
Química y salud
Medida de la presión sanguínea 215
6.3 Presión y volumen (Ley de Boyle) 216
Química y salud
Relación entre presión y volumen en la respiración 218
6.4 Temperatura y volumen (Ley de Charles) 220
Química verde
Gases con efecto invernadero 222
6.5 Temperatura y presión (Ley de Gay-Lussac) 223
Profesiones con química
Anestesista 224
6.6 Ley de combinación de los gases 225
6.7 Volumen y moles (Ley de Avogadro) 226
6.8 Presiones parciales (Ley de Dalton) 230
Química y salud
Los gases de la sangre 233
Química y salud
Cámaras hiperbáricas 234
MAPA CONCEPTUAL 235
¡De un vistazo! 235
Términos clave 236
Comprender los conceptos 236
Ejercicios y problemas adicionales 237
¡Acepta el reto! 238
Respuestas 239

7 Disoluciones 241

7.1 Disoluciones 242
Química y salud
El agua en el cuerpo 245
Investiga tu entorno
Semejante disuelve a semejante 245
7.2 Electrolitos y no electrolitos 246
Profesiones con química
Asistente de ortopedia 248
Química y salud
Electrolitos en los fluidos corporales 250
7.3 Solubilidad 251
Química y salud
Gota y piedras en el riñón: problemas derivados de la saturación de los fluidos corporales 252
Investiga tu entorno
Preparación de disoluciones 253
7.4 Concentración en porcentaje 255
7.5 Molaridad y dilución 259
7.6 Disoluciones y reacciones químicas 265
7.7 Propiedades de las disoluciones 267
Química y salud
Las disoluciones y los coloides en el cuerpo 268
Investiga tu entorno
La ósmosis en la vida diaria 270
Química y salud
Diálisis en el riñón y diálisis artificial 273
MAPA CONCEPTUAL 274
¡De un vistazo! 275
Términos clave 275
Comprender los conceptos 276
Ejercicios y problemas adicionales 277
¡Acepta el reto! 278
Respuestas 278

8 Ácidos y bases 280

8.1 Ácidos y bases 281
8.2 Fuerza de ácidos y bases 286
8.3 Ionización del agua 289
8.4 La escala de pH 292
Química y salud
El ácido del estómago, HCl 295
Investiga tu entorno
Verduras y flores: indicadores de pH 298
8.5 Reacciones de ácidos y bases 299
Química verde
La lluvia ácida 299
Química y salud
Antiácidos 302
8.6 Tampones 304
Química y salud
Tampones en la sangre 306
MAPA CONCEPTUAL 307
¡De un vistazo! 308
Términos clave 308
Comprender los conceptos 308
Ejercicios y problemas adicionales 309
¡Acepta el reto! 310
Respuestas 311
■ Combina los conceptos de los capítulos 6 a 8 314

9 Radiación nuclear 317

9.1 Radiactividad natural 318
9.2 Reacciones nucleares 323
Química verde
Radón en nuestros hogares 325
Química y salud
Emisores beta en medicina 326
9.3 Medida de la radiación 329
Química y salud
Radiación y alimentos 331
Química y salud
Braquiterapia 332
9.4 Vida media de un radioisótopo 333
Investiga tu entorno
Representación de vidas medias 335
Química y medioambiente
Estimación de la antigüedad de objetos 336
9.5 Aplicaciones médicas de la radiactividad 336
Química y salud
Dosis de radiación en procedimientos diagnósticos y terapéuticos 338
Química y salud
Otras técnicas de imagen 339
9.6 Fisión y fusión nuclear 340
Química verde
Centrales nucleares 342
MAPA CONCEPTUAL 343
¡De un vistazo! 344
Términos clave 344
Comprender los conceptos 345
Ejercicios y problemas adicionales 345
¡Acepta el reto! 347
Respuestas 347

10 Introducción a la Química orgánica: los alcanos 350

10.1 Compuestos orgánicos 351
10.2 Los alcanos 354
Profesiones con química
Geólogo 357
10.3 Alcanos sustituidos 358
Química y salud
Aplicaciones habituales de los alcanos halogenados 364
10.4 Propiedades de los alcanos 365
Química y salud
Toxicidad del monóxido de carbono 367
Química verde
Petróleo 368

10.5 Grupos funcionales 369
Química y medioambiente
Grupos funcionales en compuestos orgánicos habituales 373
MAPA CONCEPTUAL 374
¡De un vistazo! 374
Nomenclatura. resumen 375
Reacciones. Resumen 375
Términos clave 375
Comprender los conceptos 376
Ejercicios y problemas adicionales 377
¡Acepta el reto! 379
Respuestas 379

11 Hidrocarburos insaturados 382

11.1 Alquenos y alquinos 383
Investiga tu entorno
Maduración de la fruta 384
Química y medioambiente
Alquenos con aroma 386
11.2 Isómeros cis-trans 387
Investiga tu entorno
Modelos de los isómeros cis-trans 388
Química y medioambiente
Feromonas y comunicación en los insectos 389
Química y salud
Isómeros cis-trans para la visión nocturna 390
11.3 Reacciones de adición 390
Investiga tu entorno
Insaturación en grasas y aceites 391
Química y salud
Hidrogenación de grasas insaturadas 392
11.4 Polímeros de los alquenos 393
Investiga tu entorno
Polímeros y reciclado de plásticos 394
11.5 Compuestos aromáticos 396
Química y salud
Algunos compuestos aromáticos habituales 397
Química y salud
Hidrocarburos aromáticos policíclicos 398
MAPA CONCEPTUAL 399
¡De un vistazo! 399
Nomenclatura. Resumen 400
Reacciones. Resumen 400
Términos clave 400
Comprender los conceptos 401
Ejercicios y problemas adicionales 401
¡Acepta el reto! 402
Respuestas 403

12 Compuestos orgánicos con oxígeno y azufre 405

12.1 Alcoholes, tioles y éteres 406
Investiga tu entorno
Alcoholes en los productos del hogar 407
Química y salud
La importancia de algunos alcoholes 409
Química y salud
Éteres y anestésicos 411
12.2 Propiedades de alcoholes y éteres 412
12.3 Reacciones de alcoholes y tioles 414
Profesiones con química
Farmacéutico 416
Química y salud
Oxidación de alcohol en el organismo 418
12.4 Aldehídos y cetonas 419
Química y medioambiente
Vainilla 421
Química y salud
Aldehídos y cetonas de interés 423
12.5 Propiedades de aldehídos y cetonas 424
12.6 Moléculas quirales 427
Química y salud
Enantiómeros en sistemas biológicos 433
MAPA CONCEPTUAL 434
¡De un vistazo! 434
Nomenclatura. Resumen 435
Reacciones. Resumen 435
Términos clave 436
Comprender los conceptos 436
Ejercicios y problemas adicionales 437
¡Acepta el reto! 440
Respuestas 441
■ Combina los conceptos de los capítulos 9 a 12 445

13

Ácidos carboxílicos, ésteres, aminas y amidas 447

13.1 Ácidos carboxílicos 448
Química y salud
Alfa-hidroxiácidos 451
13.2 Propiedades de los ácidos carboxílicos 452
13.3 Ésteres 455
Química y salud
Ácido salicílico y ácido acetilsalicílico 456
Química y medioambiente
Acción limpiadora de los jabones 461
13.4 Aminas 461
Química y salud
Las aminas en medicina 464
Química y salud
Alcaloides: las aminas de las plantas 467
13.5 Amidas 469
Profesiones con química
Asistente de laboratorio clínico 470
Química y salud
Las amidas en medicina 471
MAPA CONCEPTUAL 473
¡De un vistazo! 474
Nomenclatura. Resumen 474
Reacciones. Resumen 474
Conceptos clave 476
Comprender los conceptos 477
Ejercicios y problemas adicionales 477
Respuestas 479
¡Acepta el reto! 479

14

Hidratos de carbono 483

14.1 Hidratos de carbono 484
14.2 Proyecciones de Fischer de los monosacáridos 487
Química y salud
Hiperglucemia e hipoglucemia 490
14.3 Fórmulas de Haworth de los monosacáridos 492
14.4 Propiedades químicas de los monosacáridos 495
Química y salud
Pruebas de glucosa en la orina 496
14.5 Disacáridos 498
Investiga tu entorno
Azúcar y edulcorantes 500
Profesiones con química
Técnico en análisis sanguíneos 500
Química y salud
¿Cuán dulce es mi edulcorante? 501
Química y salud
Tipos de sangre e hidratos de carbono 502
14.6 Polisacáridos 503
Investiga tu entorno
Polisacáridos 505
MAPA CONCEPTUAL 506
¡De un vistazo! 507
Hidratos de carbono. Resumen 507
Reacciones. Resumen 508
Términos clave 508
Comprender los conceptos 509
Ejercicios y problemas adicionales 509
¡Acepta el reto! 510
Respuestas 510

15

Lípidos 513

15.1 Lípidos 514
Investiga tu entorno
Solubilidad de grasas y aceites 515
15.2 Ácidos grasos 516
Química y salud
Ácidos grasos omega-3 en aceites de pescado 520
15.3 Ceras, grasas y aceites 521
15.4 Propiedades químicas de los triacilgliceroles 525
Química y salud
La grasa artificial *olestra* 526
Química y salud
Ácidos grasos trans e hidrogenación. Un ejemplo estadounidense 527
Investiga tu entorno
Tipos de grasas 528
Química verde
Biodiésel como combustible alternativo 529

15.5 Fosfoglicéridos 531
Profesiones con química
Fisioterapeuta 533
15.6 Esteroides: colesterol y hormonas esteroideas 533
Química y salud
Esteroides anabolizantes 539
15.7 Membranas celulares 540
Química y salud
Transporte a través de las membranas celulares 542
MAPA CONCEPTUAL 543
¡De un vistazo! 543
Términos clave 544
Comprender los conceptos 544
Ejercicios y problemas adicionales 545
¡Acepta el reto! 546
Respuestas 546
■ Combina los conceptos de los capítulos 13 a 15 550

16 Aminoácidos, proteínas y enzimas 552

16.1 Funciones de las proteínas 553
16.2 Aminoácidos 554
16.3 Acidez y basicidad de los aminoácidos 557
Profesiones con química
Especialista en rehabilitación 558
16.4 Formación de péptidos 559
16.5 Niveles estructurales de las proteínas 560
Química y salud
Opiáceos endógenos 561
Química y salud
Los aminoácidos esenciales 566
Química y salud
Estructura proteica y enfermedad de las vacas locas 568
Investiga tu entorno
Desnaturalización de las proteínas de la leche 569
Química y salud
Anemia drepanocítica 570
16.6 Enzimas 571
16.7 Acción enzimática 573
Química y salud
Las isoenzimas como herramientas diagnósticas 575
16.8 Factores que afectan a la actividad enzimática 576
Investiga tu entorno
Actividad enzimática 577
16.9 Cofactores enzimáticos 580
MAPA CONCEPTUAL 583
¡De un vistazo! 584
Términos clave 584
Comprender los conceptos 585
Ejercicios y problemas adicionales 587
¡Acepta el reto! 588
Respuestas 588

17 Ácidos nucleicos y síntesis de proteínas 591

17.1 Componentes de los ácidos nucleicos 592
Profesiones con química
Terapeuta ocupacional 595
17.2 Estructura primaria de los ácidos nucleicos 596
17.3 La doble hélice del ADN 598
Química y salud
Huella dactilar del ADN 601
17.4 El ARN y el código genético 602
17.5 Síntesis de proteínas 607
Química y salud
Antibióticos que inhiben la síntesis de proteínas 609
17.6 Mutaciones genéticas 610
Investiga tu entorno
Un modelo de la replicación y mutación del ADN 611
17.7 Virus 613
Química y salud
Cáncer 616
MAPA CONCEPTUAL 617
¡De un vistazo! 618
Términos clave 618
Comprender los conceptos 619
Ejercicios y problemas adicionales 619
¡Acepta el reto! 620
Respuestas 620

18

Procesos metabólicos y producción de energía 623

18.1 Metabolismo y energía ATP 624
Química y salud
Energía ATP y Ca^{2+} necesarios para la contracción muscular 628
18.2 Digestión de alimentos 629
Investiga tu entorno
Digestión de hidratos de carbono 630
18.3 Coenzimas de interés y procesos metabólicos 632
Química y salud
Intolerancia a la lactosa 635
18.4 Glucólisis: oxidación de la glucosa 635
18.5 Ciclo del ácido cítrico 641
18.6 Transporte electrónico 645
Química y salud
Toxinas: inhibidores del transporte electrónico 650
18.7 Fosforilación oxidativa y ATP 650
Química y salud
ATP sintasa y calentamiento corporal 653
18.8 Oxidación de ácidos grasos 656
Investiga tu entorno
Almacenamiento de grasas y grasa vascularizada 658
Química y salud
Grasas almacenadas y obesidad 659
Química y salud
Cuerpos cetónicos y diabetes 661
18.9 Degradación de aminoácidos 662
MAPA CONCEPTUAL 667
¡De un vistazo! 668
Reacciones. Resumen 669
Términos clave 670
Comprender los conceptos 671
Ejercicios y problemas adicionales 672
¡Acepta el reto! 672
Respuestas 673
Combina los conceptos de los capítulos 16 a 18 675

Apéndice A A-1
Apéndice B B-1
Apéndice C C-1
Apéndice D D-1
Créditos CD-1
Glosario/índice alfabético I-1

SECCIONES ESPECIALES

Investiga tu entorno

Unidades en las etiquetas 18
Equivalencias entre el SI y el métrico en etiquetas 33
¿Se hunde o flota? 43
Contar calorías 57
Repulsión y atracción 97
Calcular moles en la cocina 169
Oxidación de frutas y verduras 186
Obtención de un gas 213
Semejante disuelve a semejante 245
Preparación de disoluciones 253
La ósmosis en la vida diaria 270
Verduras y flores: indicadores de pH 298
Representación de vidas medias 335
Maduración de la fruta 384
Modelos de los isómeros cis-trans 388
Insaturación en grasas y aceites 391
Polímeros y reciclado de plásticos 394
Alcoholes en los productos del hogar 407
Azúcar y edulcorantes 500
Polisacáridos 505
Solubilidad de grasas y aceites 515
Tipos de grasas 528
Desnaturalización de las proteínas de la leche 569
Actividad enzimática 577
Un modelo de la replicación y mutación del ADN 611
Digestión de hidratos de carbono 630
Almacenamiento de grasas y grasa vascularizada 658

Química y salud

Los primeros químicos: los alquimistas 6
Determinación del porcentaje de grasa corporal 44
Densidad relativa de la orina 45
Perder y ganar peso 58
Variación en la temperatura corporal 62
Quemaduras por vapor 71
La toxicidad del mercurio 88
Elementos esenciales para la salud 90
Elementos traza: esenciales para la salud 94
Reacciones biológicas a la luz ultravioleta 107
Algunas aplicaciones de los gases nobles 125
Algunos iones importantes del cuerpo 126
Iones poliatómicos en huesos y dientes 135
El esmog y su influencia en la salud 183
Bolsas calientes y bolsas frías 196
Medida de la presión sanguínea 215
Relación entre presión y volumen en la respiración 218
Los gases de la sangre 233
Cámaras hiperbáricas 234
El agua en el cuerpo 245
Electrolitos en los fluidos corporales 250
Gota y piedras en el riñón: problemas derivados de la saturación de los fluidos corporales 252
Las disoluciones y los coloides en el cuerpo 268
Diálisis en el riñón y diálisis artificial 273
El ácido del estómago, HCl 295
Antiácidos 302

Tampones en la sangre 306
Emisores beta en medicina 326
Radiación y alimentos 331
Braquiterapia 332
Dosis de radiación en procedimientos diagnósticos y terapéuticos 338
Otras técnicas de imagen 339
Aplicaciones habituales de los alcanos halogenados 364
Toxicidad del monóxido de carbono 367
Isómeros cis-trans para la visión nocturna 390
Hidrogenación de grasas insaturadas 392
Algunos compuestos aromáticos habituales 397
Hidrocarburos aromáticos policíclicos 398
La importancia de algunos alcoholes 409
Éteres y anestésicos 411
Oxidación de alcohol en el organismo 418
Aldehídos y cetonas de interés 423
Enantiómeros en sistemas biológicos 433
Alfa-hidroxiácidos 451
Ácido salicílico y ácido acetilsalicílico 456
Las aminas en medicina 464
Alcaloides: las aminas de las plantas 467
Las amidas en medicina 471
Hiperglucemia e hipoglucemia 490
Pruebas de glucosa en la orina 496
¿Cuán dulce es mi edulcorante? 501
Tipos de sangre e hidratos de carbono 502
Ácidos grasos omega-3 en aceites de pescado 520
La grasa artificial *olestra* 526
Ácidos grasos trans e hidrogenación. Un ejemplo estadounidense 527
Esteroides anabolizantes 539
Transporte a través de las membranas celulares 542
Opiáceos endógenos 561
Los aminoácidos esenciales 566
Estructura proteica y enfermedad de las vacas locas 568
Anemia drepanocítica 570
Las isoenzimas como herramientas diagnósticas 575
Huella dactilar del ADN 601
Antibióticos que inhiben la síntesis de proteínas 609
Cáncer 616
Energía ATP y Ca^{2+} necesarios para la contracción muscular 628
Intolerancia a la lactosa 635
Toxinas: inhibidores del transporte electrónico 650
ATP sintasa y calentamiento corporal 653
Grasas almacenadas y obesidad 659
Cuerpos cetónicos y diabetes 661

Profesiones con química

Técnico veterinario 38
Técnico quirúrgico 60
Histólogo 69
Optometrista u óptico 99
Fisioterapeuta 128
Anestesista 224
Asistente de ortopedia 248
Geólogo 357
Farmacéutico 416
Asistente de laboratorio clínico 470
Técnico en análisis sanguíneos 500
Fisioterapeuta 533
Especialista en rehabilitación 558
Terapeuta ocupacional 595

Química y medioambiente

El DDT, buen pesticida, mal pesticida 8
Estimación de la antigüedad de objetos 336
Grupos funcionales en compuestos orgánicos habituales 373
Alquenos con aroma 386
Feromonas y comunicación en los insectos 389
Vainilla 421
Acción limpiadora de los jabones 461

Química verde

Toxicología y evaluación de la relación riesgo-beneficio 34
El dióxido de carbono y el calentamiento global 55
Bombillas de bajo consumo 106
Pilas de combustible: energía limpia para el futuro 188
Gases con efecto invernadero 222
La lluvia ácida 299
Radón en nuestros hogares 325
Centrales nucleares 342
Petróleo 368
Biodiésel como combustible alternativo 529

Guía para la resolución de problemas

Guía para la resolución de problemas empleando factores de conversión 36

Guía para los cálculos a partir del calor específico 64

Guía para los cálculos a partir del calor de fusión/evaporación 68

Guía para la nomenclatura de compuestos iónicos con metales que solo forman un ión 130

Guía para la nomenclatura de compuestos iónicos de metales con carga variable 132

Guía para la formulación de compuestos iónicos 132

Guía para la nomenclatura de compuestos iónicos con iones poliatómicos 137

Guía para la nomenclatura de compuestos covalentes 142

Guía de formulación de compuestos covalentes 142

Guía para predecir la geometría molecular (Teoría VSEPR) 149

Guía para calcular masas molares 167

Guía para la conversión de moles en gramos 170

Guía para ajustar una ecuación química 176

Guía para el uso de los factores molares 191

Guía para calcular las masas de reactivos y productos en una reacción química 193

Guía para aplicar las leyes de los gases 217

Guía para el empleo del volumen molar 228

Guía para utilizar el volumen molar en reacciones 229

Guía para calcular concentraciones 256

Guía para calcular la masa o el volumen a partir de la concentración 258

Guía para calcular diluciones 263

Guía para operaciones con disoluciones en reacciones químicas 266

Guía para el cálculo de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ en disoluciones acuosas 291

Guía para el cálculo del pH de una disolución acuosa 295

Guía para ajustar una ecuación de neutralización 300

Guía para los cálculos en una valoración ácido-base 303

Guía para formular una ecuación nuclear 324

Guía para la nomenclatura de alcanos 361

Guía para la representación de alcanos 363

Guía para nombrar alquenos y alquinos 385

DATOS SOBRE LA AUTORA

Karen Timberlake es Profesora Emérita en Los Angeles Valley College, donde ha impartido clases de Química para estudiantes de Ciencias de la Salud y de Química General durante 36 años. Se graduó en Química por la Universidad de Washington y realizó un Máster en Bioquímica por la Universidad de California en Los Ángeles.

A lo largo de más de 30 años, la Profesora Timberlake ha escrito varios libros de texto sobre Química. En este periodo de tiempo, su nombre se ha visto asociado con el uso estratégico de nuevas herramientas pedagógicas que faciliten el éxito de los estudiantes en sus estudios de Química y en la aplicación de la Química a las situaciones de la vida cotidiana. Más de un millón de estudiantes han aprendido Química utilizando los libros de texto, manuales de laboratorio y guías de estudio escritos por Karen Timberlake. Además de *Química: Una introducción a la Química General, Orgánica y Biológica*, décima edición, es también autora de *Química General, Orgánica y Biológica, estructuras de la vida*, segunda edición, y de *Química*, segunda edición, junto con los libros de acompañamiento *Study Guide with Solutions for Selected Problems, Laboratory Manual* y *Essentials Laboratory Manual*.

La Profesora Timberlake pertenece a diversas organizaciones científicas y educativas, entre las que se incluyen la Sociedad Americana de Química y la Asociación Nacional de Profesores de Química. Fue galardonada con el Premio a la Excelencia en la Enseñanza de la Química en las universidades de la región oeste, otorgado por la Asociación de Fabricantes de Productos Químicos. En el año 2004 recibió el Premio McGuffey de Ciencias Físicas de la Asociación de Autores Académicos y de Libros de Texto por la octava edición de la obra que nos ocupa, *Química: Una introducción a la Química General, Orgánica y Biológica*, manual que ha demostrado su excelencia a lo largo del tiempo. En el año 2006 recibió el Premio a la Excelencia del Libro de Texto por la primera edición de *Química*. Ha recibido varias becas para la enseñanza de las ciencias, entre las que se incluyen la Colaboración de Los Ángeles para la Excelencia en la Enseñanza y una beca Title III en su universidad. Ha impartido conferencias y participado en congresos sobre el uso de los métodos de la enseñanza de la Química especialmente centrados en los estudiantes y en favorecer el éxito en el aprendizaje de los alumnos.

Su marido, Bill, es también Profesor Emérito de Química y ha colaborado en la redacción del presente texto. Ha impartido Química Orgánica y Química General en Los Angeles Harbor College durante 36 años. Cuando los Profesores Timberlake no están escribiendo libros de texto, se relajan practicando el senderismo, viajando, descubriendo nuevos restaurantes, cocinando, jugando al tenis o cuidando de sus nietos, Daniel y Emily.

Dedicatoria

Dedico este libro a:

- *Mi marido, por su paciencia, su cariñoso apoyo y la preparación de comidas a horas tardías*
- *Mi hijo John, mi nuera Cindy, mi nieto Daniel y mi nieta Emily, por todas las cosas buenas de la vida*
- *Los estupendos estudiantes, cuyo duro trabajo durante todos estos años y su compromiso siempre me han motivado y han sido el objetivo de mis escritos*

Citas favoritas

El arte completo de la enseñanza es únicamente el arte de despertar la curiosidad natural de las mentes jóvenes.
—Anatole France

Uno debe aprender haciendo las cosas; aunque creas que lo sabes, no puedes estar seguro hasta que lo pruebas.
—Sófocles

El descubrimiento consiste en ver lo que ve todo el mundo y pensar lo que nadie ha pensado.
—Albert Szent-Gyorgi

Nunca enseño a mis alumnos; simplemente intento suministrarles las condiciones en las que pueden aprender.
—Albert Einstein

PREFACIO

AL ESTUDIANTE

Bienvenido a la décima edición de *Química: Una introducción a la Química General, Orgánica y Biológica*. Se trata de un texto de Química diseñado para aquellos estudiantes que piensan seguir una carrera centrada en el área de las Ciencias de la Salud, como puede ser la Enfermería o la Terapéutica. El texto está desarrollado suponiendo que el estudiante no posee conocimientos previos de Química. En esta nueva edición se añaden nuevas estrategias para la resolución de los problemas y nuevos problemas conceptuales y de desafío.

Este libro trata los aspectos fundamentales de la Química General, Orgánica y Biológica. Se ha escrito con el propósito de proporcionar un entorno de aprendizaje que haga que el estudio de la Química sea una experiencia positiva y atractiva. También se pretende ayudar al estudiante en su transformación en un pensador crítico al comprender los conceptos científicos que formarán la base necesaria para tomar decisiones importantes sobre temas relacionados con la salud y el medioambiente. Por esta razón, se han utilizado materiales que:

- Motivan el aprendizaje y el disfrute de la Química
- Relacionan la Química con diversas carreras de gran interés
- Desarrollan habilidades para la resolución de problemas que conducen al éxito en el estudio de la Química
- Favorecen el aprendizaje

Este libro se ha escrito con la esperanza de que ayude a descubrir nuevas y excitantes ideas y de proporcionar una experiencia gratificante al desarrollar la posibilidad de entender y apreciar el papel de la Química en nuestras vidas.

CARACTERÍSTICAS DEL TEXTO

Quizás muchos alumnos se pregunten por qué en sus estudios existe una asignatura de Química. Muchos de ellos creen que la Química no es más que una serie de hechos que deben aprenderse de memoria. Para cambiar estas ideas, se han incluido muchos aspectos que ayudan a aprender la relación de la Química con la vida diaria y con las carreras del área de las Ciencias de la Salud, y que proporcionan las habilidades necesarias para aprender esta materia de forma satisfactoria. Entre estos aspectos se incluyen las conexiones con la vida cotidiana, las guías visuales para la resolución de problemas y las series de problemas de los capítulos, diseñadas para que se trabajen en el momento, reforzando así el aprendizaje de nuevos conceptos. El programa de aprendizaje que se sigue en este libro proporciona numerosas herramientas, que se describen a continuación.

Entrevistas con científicos y profesionales del área sanitaria al comienzo de los capítulos Se inicia cada capítulo con una entrevista a un profesional de alguna carrera como Enfermería, Antropología Forense, Fisioterapia o Terapia Respiratoria. Estos profesionales de las áreas científicas o sanitarias comentan la importancia de la Química en sus carreras.

Objetivos de aprendizaje Los objetivos de aprendizaje de cada sección («El objetivo es...») indican los conceptos que el estudiante debe adquirir al estudiar el capítulo.

Conexiones con la vida cotidiana Los apartados «Química y salud», «Química verde» y «Química y medioambiente» relacionan la Química con tópicos de la vida cotidiana en las Ciencias y la Medicina que presentan interés y motivan a los estudiantes a la vez que respaldan el papel de la Química en el mundo real. El apartado «Investiga tu entorno» permite que los estudiantes exploren diferentes campos de la Química empleando materiales de la vida diaria. Las entrevistas recogidas en «Profesiones con química» proporcionan ejemplos adicionales de profesionales que emplean la Química en sus trabajos.

Guías para la resolución de problemas y autocomprobación Como parte de un programa global de aprendizaje, los apartados «Ejercicios resueltos» y «¡Ahora tú!» proporcionan técnicas adecuadas para la resolución de problemas. En los «Ejercicios resueltos», los bloques de color guían visualmente hacia la solución. Por su parte, las respuestas a la sección «¡Ahora tú!» se recogen al final de cada capítulo.

Cuestiones y problemas en cada sección Al final de cada sección, una serie de «Ejercicios y problemas» permiten aplicar la resolución de problemas a los conceptos adquiridos. Al trabajar los problemas después de cada sección, se refuerzan inmediatamente los conocimientos adquiridos, lo que es mejor que esperar hasta llegar al final del capítulo. Se recomienda al estudiante que sea activo y practique los conceptos según avance a lo largo del capítulo.

Parejas combinadas de problemas Cada ejercicio o problema del texto se encuentra emparejado con un ejercicio o problema similar. De cada pareja, la respuesta para el problema con número impar se encuentra al final de cada capítulo. Comprobar las respuestas proporciona información sobre la habilidad para resolver problemas. Como las respuestas a los problemas pares no se encuentran en este libro, el profesor puede utilizar dichos problemas como tareas para casa y/o preguntas de examen.

Preguntas de cierre del capítulo Al final de cada capítulo, hay más práctica, empezando con «Comprender los conceptos», que anima a reflexionar sobre los conceptos aprendidos. Los «Ejercicios y problemas adicionales» proporcionan preguntas más completas que integran diferentes tópicos del capítulo a fin de potenciar el entendimiento y el pensamiento crítico. «¡Acepta el reto!» permite un estudio a mayor profundidad; este apartado puede utilizarse en entornos de aprendizaje cooperativo.

Ilustraciones artísticas «de lo macro a lo micro» de la organización atómica A lo largo del texto, un amplio y brillante programa de ilustraciones conecta visualmente el mundo real con representaciones a nivel atómico. Las ilustraciones nos enseñan que los objetos de la vida cotidiana tienen un nivel atómico de organización y estructura que determina su comportamiento y sus funciones. Cada figura contiene una pregunta que invita a estudiarla y relacionarla con el contenido del texto. El uso abundante de estruc-

turas tridimensionales de las moléculas estimula la imaginación y ayuda a entender las estructuras atómicas y moleculares.

Ayudas al final del capítulo Al final de cada capítulo, un «Mapa conceptual» relaciona de forma visual los tópicos y conceptos del capítulo; los diferentes resúmenes proporcionan una visión general de los temas más importantes, y los «Términos clave» y sus definiciones pueden ayudar a repasar el vocabulario nuevo.

NOVEDADES DE LA DÉCIMA EDICIÓN

Para esta décima edición se han añadido las siguientes novedades en cada capítulo:

- Más «Guías para la resolución de problemas», que ilustran estrategias de resolución.
- Nuevas notas de «Química verde», que incluyen temas como: «Biodiésel: Un combustible alternativo, «Gases de invernadero» y «Bombillas ahorradoras de energía».
- Nuevas notas sobre «Química y salud», que incluyen temas como: «Braquiterapia» y «La estructura de las proteínas y la enfermedad de las vacas locas».
- Nuevas entrevistas en el apartado «Profesiones con química», como la realizada a un geólogo.
- Modelos moleculares en las series de problemas que aumentan el entendimiento visual de las reacciones químicas.
- Medidas en partes por millón (ppm) y en partes por billón (ppb).
- Nuevos modelos de estrategias para la resolución de problemas en «Ejercicios resueltos» y «¡Ahora tú!».
- Nuevos ejercicios en el apartado «Comprender los conceptos», que añaden ejemplos visuales al aprendizaje conceptual.
- Nuevas series de problemas en «Combina los conceptos de los capítulos...», que contienen ejercicios de mayor dificultad al combinar tópicos de varios capítulos.

ORGANIZACIÓN DE LOS CAPÍTULOS EN LA DÉCIMA EDICIÓN

Prólogo

El **prólogo** presenta a los alumnos los conceptos que se esconden detrás de los términos *productos químicos* y *química*, exponiendo el método científico, y cuestiona a los alumnos para que desarrollen un plan de estudio que los ayude en su aprendizaje. Los nuevos puntos incluidos en el Prólogo son «El objetivo es...», «Mapa conceptual», «¡Ahora tú!», «Ejercicios y problemas adicionales», «¡Acepta el reto!» y «Respuestas». Se ha añadido también el cuadro «Química y salud» titulado «Los primeros químicos: los alquimistas».

Capítulos 1 y 2

El **capítulo 1, Medidas,** versa sobre las medidas y la necesidad de entender las estructuras numéricas del sistema métrico en las ciencias. La sección 1.2, «Notación científica», es nueva. Entre los puntos añadidos se incluyen el tiempo en segundos, los prefijos *tera* y *pico* en el sistema métrico y en el SI, las partes por millón y las partes por billón, y «Química verde: Toxicología y evaluación de la relación riesgo-beneficio». Las «Guías para la resolución de problemas» emplean bloques de color como guía visual de la ruta a seguir para resolver el problema.

El **capítulo 2, Energía y materia,** trata sobre la energía y el calor, los valores energéticos nutricionales, las conversiones de temperatura, los estados de la materia y la energía involucrada en los cambios de estado. Se emplea el julio (J) como unidad del SI en nuevos problemas sobre energía. Se ha actualizado el contenido de «Química verde: El dióxido de carbono y el calentamiento global». Los «Ejercicios resueltos» se han modificado para utilizar la estrategia de la «Guía para la resolución de problemas». El conjunto de problemas del apartado «Combina los conceptos de los capítulos 1 y 2» es una novedad de esta edición.

Capítulos 3, 4 y 5

El **capítulo 3, Átomos y elementos,** cubre la clasificación de la materia, los elementos, los átomos y las partículas subatómicas. La sección 3.3, «La tabla periódica», hace hincapié en la numeración de los grupos de 1 a 18. Se han añadido los elementos de números atómicos 116 y 118. Entre las novedades incluidas están «Química y salud: La toxicidad del mercurio»; el descubrimiento de los electrones por J. J. Thomson, usando el tubo de rayos catódicos; el cálculo de la masa atómica media de un elemento a través del tanto por ciento de abundancia y la masa de los isótopos, y «Química verde: Bombillas de bajo consumo». En la sección 3.8, «Variaciones periódicas», se tratan las propiedades periódicas de los elementos, entre las que se incluyen los electrones de valencia, el tamaño atómico y la energía de ionización.

El **capítulo 4, Los compuestos químicos y sus enlaces,** describe cómo los átomos forman enlaces iónicos y covalentes y cómo se forman los compuestos. Los estudiantes aprenderán a escribir fórmulas y a nombrar los compuestos iónicos, incluidos aquellos que poseen iones poliatómicos y los compuestos covalentes. Se ha añadido una discusión sobre los tamaños de los átomos y de sus correspondientes iones. La sección 4.6, «Electronegatividad y polaridad de enlaces», lleva al tratamiento de la polaridad de los enlaces y las moléculas. Se ha añadido la sección 4.8, «Fuerzas de atracción intermoleculares».

El **capítulo 5, Cantidades y reacciones químicas,** introduce los moles y las masas molares de los compuestos, que se emplean en los cálculos para determinar la masa o el número de partículas que hay en una determinada cantidad de compuesto. En la sección 5.5, «Tipos de reacciones», se estudian las colisiones e interacciones entre átomos y moléculas. Los estudiantes aprenderán a ajustar y a reconocer los tipos de reacciones químicas. Hay una nueva nota de «Química verde: Pilas de combustible: energía limpia para el futuro». En la sección 5.7, «Relaciones entre moles en las ecuaciones químicas», y en la sección 5.8, «Cálculos de masas para las reacciones», se prepara a los alumnos en el tema de las relaciones cuantitativas en las reacciones. El capítulo termina con la sección 5.9, «La energía en las reacciones químicas», en la que se trata la energía de activación y las reacciones endo- y exotérmicas. Entre las novedades añadidas se encuentran nuevos problemas en las secciones «Comprender los conceptos» y «¡Acepta el reto!». El conjunto de problemas del apartado «Combina los conceptos de los capítulos 3 a 5» es una novedad de esta edición.

Capítulos 6, 7 y 8

El **capítulo 6, Gases,** versa sobre las propiedades de los gases y la forma de calcular los cambios en ellos, empleando las leyes correspondientes. Las estrategias para la resolución de problemas favorecen la discusión y los cálculos con dichas leyes. Entre los nuevos puntos tratados se incluyen la predicción de cambios en las variables de los gases; la «Guía para la resolución de problemas utilizando el volumen molar en reacciones» para el ejercicio resuelto 6.12; la «tabla 6.4: Resumen de las leyes de los gases», y «Química verde: Gases con efecto invernadero».

En el **capítulo 7, Disoluciones,** se describen las disoluciones, la saturación, la solubilidad, los electrolitos, las concentraciones y la ósmosis y diálisis. Las estrategias para la resolución de problemas clarifican el uso de las concentraciones para calcular el volumen o la masa del soluto. Los volúmenes y las molaridades de las disoluciones se emplean en las reacciones químicas. Se han actualizado las explicaciones sobre dilución, valoración y ósmosis, y se han agregado nuevos problemas sobre concentración y dilución.

El **capítulo 8, Ácidos y bases,** versa sobre los ácidos y bases y su fortaleza, los pares conjugados ácido-base, la ionización del agua, el pH y los tampones. La sección 8.1, «Ácidos y bases», incluye ahora los ácidos y bases de Brønsted-Lowry. Entre los nuevos puntos tratados se encuentran el cálculo de la $[H_3O^+]$ a partir del pH; «Química verde: La lluvia ácida», y nuevos problemas relacionados con la lluvia ácida. Las valoraciones ácido-base utilizan las reacciones de neutralización para calcular la cantidad de ácido de una muestra. El conjunto de problemas del apartado «Combina los conceptos de los capítulos 6 a 8» es una novedad de esta edición.

Capítulos 9, 10, 11 y 12

En el **capítulo 9, Radiación nuclear,** se estudian los tipos de partículas radiactivas que emiten los núcleos de los átomos radiactivos. Se escriben y se ajustan las ecuaciones tanto para la radiactividad natural como para la artificial. Se ha añadido al texto la discusión sobre los efectos biológicos de la radiación, además del cuadro «Química y salud: Braquiterapia» y una actualización de la discusión sobre la presencia del gas radón en los hogares. Se estudian las vidas medias de los radioisótopos, y se calcula el tiempo necesario para la descomposición de una muestra. Se describen los radioisótopos más importantes en el campo de la Medicina Nuclear.

En el **capítulo 10, Introducción a la Química Orgánica: los alcanos,** se introducen los compuestos orgánicos, comenzando con la familia de los alcanos. Las reglas de nomenclatura se clarifican gracias a los diferentes apartados de «Guía para la resolución de problemas». El capítulo acaba con la sección 10.5, «Grupos funcionales», una introducción a cada familia de compuestos orgánicos, básica para entender las biomoléculas de los organismos vivos.

En el **capítulo 11, Hidrocarburos insaturados,** se estudian los alquenos y los alquinos, los isómeros *cis-trans,* las reacciones de adición, los polímeros de los alquenos y los compuestos aromáticos. En la sección 11.3, «Reacciones de adición», se estudian la hidrogenación y la hidratación, vitales en los sistemas biológicos. También se tratan los polímeros sintéticos que se emplean en los objetos de uso cotidiano.

En el **capítulo 12, Compuestos orgánicos con oxígeno y azufre,** se tratan los alcoholes, los éteres, los tioles, los aldehídos y las cetonas. La discusión sobre las *Proyecciones de Fischer* inserta en la sección 12.6, «Moléculas quirales», se ha redactado de nuevo con objeto de preparar mejor a los estudiantes para el posterior estudio de los hidratos de carbono (capítulo 14) y de los aminoácidos (capítulo 16), junto con los fármacos quirales y su comportamiento en los seres vivos. El conjunto de problemas del apartado «Combina los conceptos de los capítulos 9 a 12» es una novedad de esta edición.

Capítulos 13, 14 y 15

En el **capítulo 13, Ácidos carboxílicos, ésteres, aminas y amidas,** se completa el estudio de la Química orgánica. Se discuten las familias y las reacciones químicas que tienen una mayor aplicación en los sistemas bioquímicos. En las secciones 13.1, «Ácidos carboxílicos», y 13.2, «Propiedades de los ácidos carboxílicos», se estudian el grupo carboxilo y los ácidos carboxílicos como ácidos débiles. Las secciones 13.4, «Aminas», y 13.5, «Amidas», hacen hincapié en el átomo de nitrógeno y en los grupos funcionales y su nomenclatura. «Química y salud: Alcaloides: las aminas de las plantas» trata de las aminas naturales que se encuentran en las plantas.

En el **capítulo 14, Hidratos de carbono,** se aplica la Química orgánica a la Bioquímica, lo que relaciona el estudio de la Química con las Ciencias de la Salud y la Medicina. Las secciones 14.2, «Proyecciones de Fischer de los monosacáridos», y 14.3, «Fórmulas de Haworth de los monosacáridos», son dos títulos con contenidos nuevos. Muchas estructuras se han redibujado en forma de proyecciones de Fischer. También se han añadido más ejemplos de azúcares a la discusión sobre edulcorantes de la sección 14.5, «Disacáridos».

En el **capítulo 15, Lípidos,** se continúa el estudio de las biomoléculas con los ácidos grasos, los triacilgliceroles (triglicéridos), los glicerofosfolípidos y los esteroides. Se ha añadido el ácido araquidónico a la tabla 25.1 sobre ácidos grasos. Se ha reescrito el estudio de los isómeros *cis* y *trans* buscando una identificación más fácil de los isómeros. Una nota nueva de «Química verde» trata sobre el biodiésel como un combustible alternativo, ya que no está basado en el petróleo. Entre las notas de «Química y salud», presentan interés para los estudiantes las dedicadas a la *olestra,* a los ácidos grasos *trans* y a las lipoproteínas. Se estudia el papel de los lípidos en las membranas celulares, así como el de los lípidos que actúan como hormonas esteroídicas. En «¡Acepta el reto!», se pide a los alumnos que hagan cálculos relativos a la hidrogenación y saponificación de un triacilglicerol. El conjunto de problemas del apartado «Combina los conceptos de los capítulos 13 a 15» es una novedad de esta edición.

Capítulos 16, 17 y 18

En el **capítulo 16, Aminoácidos, proteínas y enzimas,** se estudian los aminoácidos, la formación de proteínas, los niveles estructurales de las proteínas, las enzimas y la acción de las enzimas. Entre los nuevos puntos añadidos se incluyen un tratamiento actualizado de los zwiteriones y de los puntos isoeléctricos y el cuadro «Química y salud: Estructura proteica y enfermedad de las vacas locas». Los aminoácidos se representan como las formas ionizadas que existen en las disoluciones fisiológicas. La sección 16.5, «Niveles estructurales de las proteínas», describe la importancia de la estructura de las proteínas en los niveles primario, secundario, terciario y cuaternario. Las enzimas se tratan como catalizadores biológicos, junto

con la influencia de las concentraciones de sustrato, los cofactores, los inhibidores y la desnaturalización en la acción de la enzima.

El **capítulo 17, Ácidos nucleicos y síntesis de proteínas,** describe los componentes y la estructura de los ácidos nucleicos. El papel del emparejamiento de bases complementarias se señala tanto en la replicación del ADN como en la formación del mARN durante la síntesis de proteínas. Los puntos nuevos del capítulo incluyen la sustitución del término «base nitrogenada» por «base» y la comparación de los porcentajes de A y T, G y C en el ADN. Una nota nueva de «Química y salud» describe la huella dactilar del ADN y su papel en la Medicina y la Criminología. La sección 17.4, «El ARN y el código genético», estudia la relación entre el código genético y el orden de los aminoácidos en una proteína. Las mutaciones describen las formas en las que una secuencia de nucleótidos se ve alterada en las enfermedades genéticas. En la sección 17.7, «Virus», se explica cómo el ADN y ARN de los virus utilizan las células anfitrión para formar nuevos virus.

El **capítulo 18, Procesos metabólicos y producción de energía,** versa sobre los procesos metabólicos de las biomoléculas, desde la digestión de los alimentos hasta la síntesis del ATP. Los estudiantes aprenderán los pasos del metabolismo y de la digestión de los hidratos de carbono junto con las coenzimas necesarias en las rutas metabólicas. La fragmentación de la glucosa para formar piruvato se describe empleando la ruta de la glucólisis, que continúa con la descarboxilación del piruvato a acetil CoA. También se estudiará la incorporación del acetil CoA en el ciclo del ácido cítrico y la formación de coenzimas reducidas. Se describen el transporte de electrones, la fosforilación oxidativa y la síntesis del ATP. Además, se trata la oxidación de los lípidos y la degradación de los aminoácidos. El conjunto de problemas del apartado «Combina los conceptos de los capítulos 16 a 18» es una novedad de esta edición.

PAQUETE DE INSTRUCCIÓN

El libro *Química: Una introducción a la Química General, Orgánica y Biológica*, décima edición, es el núcleo de un paquete integrado de material de soporte de enseñanza y aprendizaje tanto para los estudiantes como para los profesores.

NUEVO TUTORIAL *ONLINE* Y SISTEMA DE ESTUDIO EN CASA

MasteringChemistry™
www.masteringchemistry.com

MasteringChemistry

MasteringChemistry es el tutorial y el sistema de tareas y autoestudio más avanzado que se haya preparado hasta la fecha. Está disponible en lengua inglesa para todos los estudiantes y profesores.

Para los profesores, MasteringChemistry permite tutorizar y evaluar a los alumnos de una clase como nunca. Los profesores pueden:

- Proporcionar deberes eficaces para casa y asignar tareas con calificación automática. Crear rápidamente las tareas, escogiéndolas de entre una gran variedad en cuanto a categorías y tipos de tareas, de actividades dinámicas de visualización, de tutoriales interactivos y de problemas al final de cada sección y del capítulo.
- Generar exámenes y test. Las herramientas exclusivas identifican instantáneamente la valoración de las preguntas por la dificultad, duración y cobertura de los conceptos del curso.
- Observar de un vistazo las estadísticas del curso, comparar los resultados con los de la media general, identificar el problema más difícil para los alumnos, o el tiempo empleado por cada alumno para resolverlos. El elaborado análisis de las respuestas de cada alumno permite refinar sistemáticamente cada punto a fin de optimizar la eficacia educativa y la exactitud de la evaluación.

Para los estudiantes, MasteringChemistry es una guía inmediata:

- Los problemas de auto-tutoría proporcionan una respuesta específica a los errores más habituales y suministran puntos para una valoración parcial.
- Tanto si los profesores asignan trabajos o actividades a los alumnos fuera de clase como si no lo hacen, los estudiantes tienen acceso a una abundante serie de medios para el autoestudio. Las actividades interactivas fomentan el aprendizaje gracias a los diferentes subprogramas y a las predicciones que son capaces de realizar. También se proporcionan otras ayudas dirigidas a la autoevaluación, entre las que se incluyen pruebas de conocimiento, preguntas de resumen y estudios de casos relacionados con el mundo cotidiano.
- A lo largo de la décima edición de *Química: Una introducción a la Química General, Orgánica y Biológica,* los iconos dirigen al estudiante a ChemPlace, al que pueden acceder a través de un *link* del área de estudio de MasteringChemistry. Las actividades de autoestudio, los casos, las pruebas de conocimiento y demás corresponden a los conceptos que los estudiantes están explorando en ese momento.
- **ACTIVIDAD DE AUTOESTUDIO**
  Los estudiantes pueden explorar tutoriales interactivos sobre los conceptos clave en Química General, Orgánica y Biológica. Estas actividades, que se realizan al ritmo que desea el estudiante, le permiten hacer predicciones, generar gráficas y ver animaciones, al mismo tiempo que se enfrentan a los errores de concepto más habituales y construyen los fundamentos de sus conocimientos sobre Química.
- **CASOS PARA ESTUDIAR... A TU RITMO**
  Estudios de casos accesibles *online* ayudan a los alumnos a comprender que la Química es relevante, fascinante y vital para el mundo que los rodea. Estos casos reales motivan a los estudiantes a comprender que sus estudios de Química General, Orgánica y Biológica pueden tener un buen uso en el mundo real. Además, tratan de temas tales como los cálculos en el riñón, la hiperventilación y la irradiación de alimentos.

PARA LOS ESTUDIANTES

Edición especial de Chemistry PlaceTM de la décima edición del libro *Química: Una introducción a la Química General,*

Orgánica y Biológica. (Acceso a través del *Study Area* de la http://www.masteringchemistry.com.)

Para los estudiantes que deseen utilizar recursos para profundizar en los conceptos, el *Study Area* de Chemistry Place contiene **tutoriales, preguntas de repaso, pruebas de conocimiento, información sobre estudios superiores,** un **glosario, cuestiones,** una **tabla periódica interactiva** y **estudios de casos** que muestran la forma en la que los conceptos químicos se aplican a situaciones cotidianas.

Tutorial e iconos de comunicación El tutorial que sigue a este prefacio ayuda a los estudiantes y profesores a conocer las características del libro, optimizando su usabilidad. Los iconos de comunicación de los márgenes a lo largo de los capítulos dirigen a los estudiantes a los tutoriales y a los estudios de casos del ChemistryPlaceTM.

PARA LOS PROFESORES

El manual *online Instructor's Manual to Laboratory* contiene las respuestas para el *Laboratory Manual* y el *Essentials Laboratory Manual*. [www.prenhall.com]

Banco impreso de preguntas tipo test: *Test Bank* Más de 1.500 preguntas en formato de respuesta múltiple, emparejamiento, verdadero-falso y respuesta corta. Una versión en formato de archivo modificable en CD/DVD está disponible en el *Instructor's Resource Center*. (ISBN: 0-13500907-3)

Chemistry Place para Química: *Una introducción a la Química General, Orgánica y Biológica*, décima edición. (Acceso a través de www.masteringchemistry.com a través del *Study Area*.)

El *Study Area* del Chemistry Place ofrece las mejores herramientas conjuntas para la enseñanza y el aprendizaje. Convenientemente organizadas por tipos, estas herramientas ayudan a ahorrar tiempo al profesor, mientras que los estudiantes refuerzan y aplican lo aprendido en clase.

Las herramientas para los estudiantes incluyen:

- Estudios de casos que muestran cómo se aplican los conceptos químicos en las situaciones cotidianas
- Presentaciones completas en PowerPoint (con dibujos, fotos y tablas del texto), que presentan los conceptos clave de cada sección del libro
- Cuestiones de repaso y de prueba de conocimientos
- Y mucho más

Gestión del curso: Blackboard y WebCT Los sistemas **Blackboard** y **WebCT** son una ayuda realmente eficaz para la gestión de los cursos. Todo el contenido disponible en el *Study Area* de Chemistry Place está recogido también en sendos sistemas de gestión. Prentice Hall ofrece paquetes para **Blackboard** y **WebCT** con textos específicos. Visite **http://cms.prenhall.com** o contacte con el departamento comercial de Prentice Hall para más detalles.

Asignación de tareas vía web (Acceso a través de http://www.webassign.com)

El servicio de asignación de tareas para casa vía web tiene una base de datos con las cuestiones y problemas del final de los capítulos de la décima edición de *Química: Una introducción a la Química General, Orgánica y Biológica*. Permite al profesor crear las tareas a partir de la base de datos o escribir y adecuar sus propios ejercicios.

AGRADECIMIENTOS

La preparación de una nueva edición es un esfuerzo continuado de numerosas personas. Al igual que en la realización de otros libros de texto, agradezco el apoyo, el estímulo y la dedicación de todas aquellas personas que han invertido numerosas horas de esfuerzo para conseguir un libro de gran calidad que proporciona un conjunto de aprendizaje extraordinario. El equipo editorial de Pearson ha realizado un trabajo excepcional. Agradezco el esfuerzo de mi editor sénior, Kent Porter-Hamann, que apoyó mi idea del texto de esta décima edición con una nueva estrategia visual de aprendizaje y un nuevo programa de ilustraciones. Ray Mullaney, editor jefe, me animó continuamente en todos los pasos durante el desarrollo de esta edición, mientras coordinaba habilidosamente los resúmenes, las ilustraciones, los materiales del sitio web y todas aquellas cosas que han hecho posible la realización del libro. Jessica Neumann, técnico editorial, también trabajó con esmero y rapidez en los suplementos. Fay Ahuja, corrector de estilo, editó el manuscrito con gran precisión para tener la seguridad de que las palabras eran las correctas y ayudar a los estudiantes a aprender Química.

Me siento especialmente orgullosa del conjunto de ilustraciones de este texto, que proporcionan belleza y claridad a esta materia. Me gustaría dar las gracias a Maureen Eide, directora artística, y a Suzanne Behnke, diseñadora de libros, por sus creativas ideas, que proporcionaron bellas ilustraciones y un excelente diseño para la cubierta y las páginas del libro. El trabajo de Rachel Lucas, documentalista de imágenes, ha sido de un valor incalculable al buscar y seleccionar fotos para el texto de forma que los estudiantes pudieran apreciar la belleza de la Química. Las ilustraciones de «de lo macro a lo micro», diseñadas por Production Solutions y por Precision Graphics, proporcionan a los estudiantes impresiones visuales de la organización atómica y molecular de los objetos cotidianos y constituyen una fantástica herramienta de aprendizaje. Deseo dar las gracias a Michael Rossa, lector de pruebas, por las horas pasadas corrigiendo cada una de las páginas. También agradezco todo el trabajo realizado por el departamento comercial, Christy Lawrence, directora de ventas, y Dawn Giovanniello, directora de ventas de Química. Sin ellas, nadie sabría nada de este libro.

Este texto también refleja las contribuciones de muchos profesores que dedicaron tiempo a revisar y editar el manuscrito y proporcionaron comentarios destacados, ayuda y sugerencias. Doy especialmente las gracias a la Dra. MaryKay Orgill, de la Universidad de Nevada, Las Vegas, por su excelente revisión del manuscrito original. Su mirada entusiasta y sus atentos comentarios fueron de gran ayuda. Estoy extremadamente agradecida al increíble grupo de revisores por su cuidadosa evaluación de todas las nuevas ideas para el texto; por las adiciones sugeridas, las correcciones, los cambios y las eliminaciones, y por proporcionar una increíble cantidad de indicaciones sobre el texto. Además, agradezco el tiempo que dedicaron los científicos al permitirnos tomar fotos y discutir con ellos sobre su trabajo. Admiro y aprecio a cada uno de ellos.

Si le apeteciera compartir su experiencia con la Química o tiene preguntas o comentarios sobre este libro, estaré encantada de que contacte conmigo.

Karen Timberlake
Correo electrónico: khemist@aol.com

REVISORES

Revisores de la décima edición

Kristopher M. Baker, *SUNY, Rockland CC*
Daniel Bernier, *Riverside City College*
David Canoy, *Chemeketa Community College*
Ron Choppi, *Chaffey College*
Susan E. Cordova, *Central New Mexico Community College*
Alan D. Earhart, *Southeast Community College*
Coretta Fernandes, *Lansing Community College*
Eric Goll, *Brookdale Community College*
John G. Griggs, *Troy University*
Byron Howell, *Tyler Junior College*
Shelli Hull, *Tarrant County Community College, South*
Timothy Kreider, *University of Medicine & Dentistry of New Jersey*
Nancy Leigh, *Spoon River College*
Chunmei Li, *Stephen F. Austin State University*
Chris Massone *Molloy College*
Susanne McFadden, *Tarrant County Community College, NW*
Felix Ngassa, *Grand Valley State University*
Dr. MaryKay Orgill, *University of Nevada, Las Vegas*
Gordon A. Pomeroy, *York Technical College*
Lesley Putman, *Northern Michigan University*
Mark Quirie, *Algonquin College*
Kathleen Thrush Shaginaw, *Particular Solutions, Inc.*
Mark Thomson, *Ferris State University*
Rod Tracey, *College of the Desert*
Eileen Reilly-Wiedow, *Fairfield University*

Revisores de la novena edición

Stephan Angel, *Washburn University*
Martin Brock, *Eastern Kentucky University*
Salim Diab, *University of St. Francis*
Adeliza Flores, *City College of San Francisco*
Mushtaq Khan, *Union County College*
Da-Hong Lu, *Fitchburg State College*
Janice O'Donnell, *Henderson State University*
Paris Powers, *Volunteer State Community College*
Kellie Summerlin, *Troy State University*

Revisores de la octava edición

Mamta Agarwal, *Chaffey Community College*
David Ball, *Cleveland State University*
Bal Barot, *Lake Michigan University*
Gerald Bergman, *Northwest State College*
Ildy Boer, *County College of Morris*
Ana Ciereszko, *Miami-Dade Community College*
Bob Eierman, *University of Wisconsin-Eau Claire*
Sandra Etheridge, *Gulf Coast Community College*
Jean Gade, *Northern Kentucky University*
Eric Goll, *Brookdale Community College*
Kevin Gratton, *Johnson County Community College*
Denise Guinn, *Regis College*
Michael Hauser, *St. Louis Community College-Meramec*
John Havrilla, *University of Pittsburgh-Johnstown*
Jack Hefley, *Blinn College*
Larry Jackson, *Montana State University*
T. G. Jackson, *University of South Alabama*
Sharon Kapica, *County College of Morris*
Colleen Kelley, *Northern Arizona University*
Peter Krieger, *Palm Beach Community College*
Kathryn MacNeil, *Kent State University-Tuscarawas*
Hank Mancini, *Paradise Valley Community College*
Larry McGahey, *College of St. Scholastica*
R. John Muench, *Heartland Community College*
Thomas Nycz, *Broward Community College*
Jung Oh, *Kansas State University-Salina*
Steve Samuel, *State University of New York-Old Westbury*
Karen Sanchez, *Florida Community College-Jacksonville*
Bahar Sheikh, *Barton County Community College*
Mark Sinton, *Clarke College*
Scott Smith, *Montcalm Community College*
Heinz Stucki, *Kent State University-Tuscarawas*
Eric Taylor, *University of Louisiana at Lafayette*
Beth Wise, *Brookdale Community College*
Cheryl Wistrom, *Saint Joseph's College*

ENFOQUE PROFESIONAL Y APLICACIONES EN LA VIDA DIARIA

ESTE TEXTO SE HA DISEÑADO PARA AYUDAR A LOS ESTUDIANTES A ALCANZAR SUS OBJETIVOS PROFESIONALES

5 Cantidades y reacciones químicas

EN ESTA UNIDAD...

5.1 El mol

5.2 Masa molar

5.3 Cambios químicos

5.4 Ecuaciones químicas

5.5 Tipos de reacciones

5.6 Reacciones de oxidación-reducción

5.7 Relaciones entre moles en las ecuaciones químicas

5.8 Cálculos de masas para las reacciones

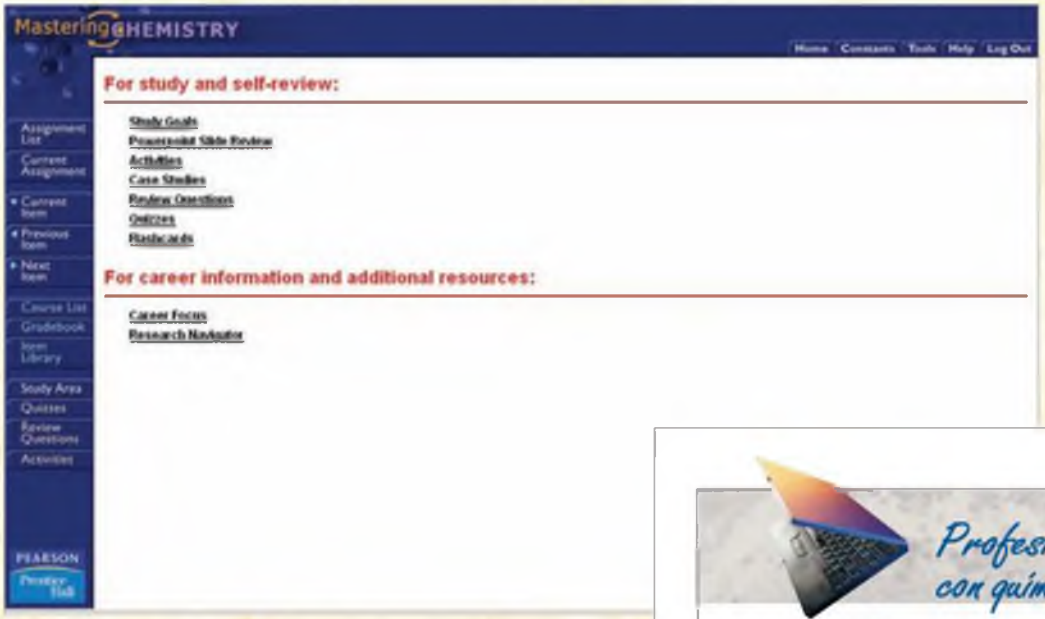
5.9 La energía en las reacciones químicas

«En nuestro laboratorio de ciencias de la alimentación desarrollamos una gran variedad de alimentos, desde bollería tipo donuts hasta bebidas energéticas», dice Anne Cristofano, técnica superior en alimentación en Mattson & Company. «Cuando comenzó el proyecto de los donuts, investigamos los ingredientes, los pesamos en el laboratorio, añadimos agua para hacer la masa y cocinamos los donuts en una freidora. La masa y la temperatura del aceite suponen grandes dificultades. Cuando no conseguimos el sabor y la textura deseados, ajustamos los ingredientes —como el azúcar y la harina— o la temperatura».

Un técnico en alimentación estudia las propiedades físicas y químicas de los alimentos y desarrolla métodos científicos para su «procesado» y conservación durante mucho tiempo antes de su consumo. Los productos de alimentación se prueban para conocer su textura, color y olor, y los resultados de estas pruebas ayudan a mejorar la calidad y seguridad de los alimentos.

The Chemistry place

Visita **www.chemplace.com** y encontrarás cuestiones adicionales, tutoriales interactivos, información profesional, diapositivas en PowerPoint para repasar el capítulo, ayuda para resolver las operaciones matemáticas y casos prácticos.



En la web El ***Study Area*** de **MasteringChemistry** se adentra en cada una de las profesiones comentadas en «Profesiones con química» y guía a los alumnos a través de estudios de caso interactivos.

Enfoque profesional

Dentro de cada capítulo hay ejemplos adicionales de profesionales del área de las Ciencias de la Salud que emplean la Química en su labor diaria.

Inicio del capítulo Cada capítulo comienza con una entrevista a un profesional del área de las Ciencias de la Salud o alguna otra área relevante. Estas entrevistas muestran cómo interaccionan las labores de dichos profesionales con la Química.

Profesiones con química

Fisioterapeuta

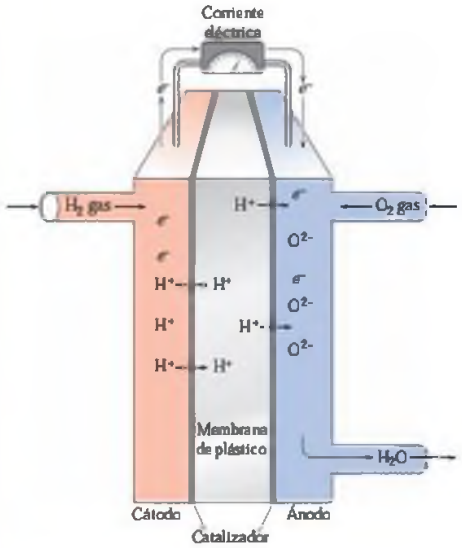
Según el fisioterapeuta Vincent Leddy «los fisioterapeutas necesitan conocer cómo funciona el cuerpo, los músculos y las articulaciones para darse cuenta de si algo no funciona o si es necesario fortalecer alguna parte del cuerpo. Para nosotros, la química es muy importante, ya que nos ayuda a comprender la fisiología del cuerpo y el efecto que ciertos cambios químicos producen en el movimiento. Me decidí a estudiar fisioterapia porque me gusta enseñar a moverse a los niños; llevo a Maggie en su silla de ruedas, pero la dejo moverse por sí misma todo lo que ella pueda. La ayudo proporcionándole un apoyo sólido y la confianza de que estará sujeta y no se caerá. Trabajo para conseguir que Maggie logre mover todo su cuerpo, al mismo tiempo que un terapeuta ocupacional desarrolla sus habilidades motoras más finas para que pueda llegar a apretar botones o a coger objetos. La combinación de ambas, la fisioterapia y la terapia ocupacional, permite mejorar las capacidades de los niños».

LOS ESTUDIANTES APRENDERÁN QUÍMICA EMPLEANDO EJEMPLOS DE LA VIDA COTIDIANA

Química verde

Pilas de combustible: energía limpia para el futuro

Las celdas de combustible han atraído la atención de los científicos, ya que proporcionan una fuente alternativa de energía eléctrica que es más eficiente, no emplea las reservas de combustibles fósiles y genera productos que no contaminan la atmósfera. Las pilas de combustible se consideran como una vía limpia de producir energía.



Oxidación
$2H_2(g) \longrightarrow 4H^+(aq) + 4e^-$

Reducción
$O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^- \longrightarrow 2H_2O(l)$

Al contrario que las pilas que se agotan, en las pilas de combustible se proporcionan continuamente nuevos reactivos para producir la corriente eléctrica. Se ha empleado un tipo de pila de combustible hidrógeno-oxígeno en prototipos de automóviles. En esta pila de hidrógeno, el gas entra en la pila de combustible y se pone en contacto con un catalizador de platino embebido en una membrana de plástico. El catalizador contribuye en la reacción de oxidación de los átomos de hidrógeno para dar protones y electrones.

$2H_2(g) \longrightarrow 4H^+(aq) + 4e^-$ Oxidación

Los electrones producen una corriente eléctrica al viajar a través de un alambre conductor. Los protones se mueven a través de la membrana de plástico para reaccionar con las moléculas de oxígeno. El oxígeno se reduce a iones óxido que se combinan con los protones para dar agua.

$O_2(g) + H^+(aq) + 4e^- \longrightarrow 2H_2O(l)$ Reducción

La reacción global de la pila de combustible hidrógeno-oxígeno puede escribirse como

$2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(l)$

De hecho, las pilas de combustible se han empleado para proporcionar energía a los trasbordadores espaciales, y puede que estén pronto disponibles para producir energía en coches y autobuses.

El mayor inconveniente para el uso práctico de las pilas de combustible es el impacto económico de transformar los coches para operar con ellas. También constituye un problema el almacenaje y el coste de la fabricación del hidrógeno; algunos fabricantes están experimentando con sistemas que conviertan la gasolina o el metanol en hidrógeno para su uso inmediato en pilas de combustible.

En las casas, las pilas de combustible podrían reemplazar un día a las baterías empleadas actualmente para proporcionar energía eléctrica a los teléfonos móviles, los reproductores de CD o DVD, y los ordenadores de sobremesa. El diseño de pilas de combustible se encuentra aún en fase prototipo, aunque existe un gran interés por su desarrollo. De hecho, se sabe que pueden funcionar, pero todavía deben hacerse modificaciones para que alcancen un precio razonable y formen así parte de la vida cotidiana.

¡NUEVO! «Química verde»

A través de **«Química verde»** se resaltan las aplicaciones prácticas de la Química que son beneficiosas para la salud humana y el medioambiente. Las nuevas tendencias de la Química verde que están siguiendo químicos, ingenieros, científicos, profesionales de la salud e investigadores están enfocadas hacia procedimientos y productos que sean «benignos por su diseño» y proporcionen sostenibilidad.

Química y medioambiente

Estimación de la antigüedad de objetos

La técnica conocida como datación radiológica es empleada por los geólogos, arqueólogos e historiadores para determinar la edad de objetos antiguos. La edad de un material antiguo obtenido de plantas u animales (como puede ser la madera, las fibras, los pigmentos naturales, el hueso o las prendas de algodón y lana) se determina midiendo la cantidad de carbono-14, isótopo natural del carbono. En 1960, Willard Libby recibió el Premio Nobel de Química por el trabajo que desarrolló sobre la datación por radiocarbono durante los años 40. El carbono-14 se produce en la parte superior de la atmósfera por bombardeo de $^{14}_{7}N$ con neutrones de alta energía provenientes de los rayos cósmicos.

$$^{1}_{0}n + ^{14}_{7}N \longrightarrow ^{14}_{6}C + ^{1}_{1}H$$

Neutrones de los rayos cósmicos — Nitrógeno en la atmósfera — Carbono-14 radiactivo — Protón

El carbono-14 reacciona con el oxígeno para formar dióxido de carbono radiactivo: $^{14}CO_2$. El dióxido de carbono es absorbido continuamente por las plantas, produciéndose la incorporación de carbono-14 en las mismas. La asimilación de carbono-14 cesa cuando las plantas mueren.

$$^{14}_{6}C \longrightarrow ^{14}_{7}N + ^{0}_{-1}e$$

A medida que el carbono-14 se desintegra, la cantidad de carbono-14 radiactivo en las plantas disminuye gradualmente. En el proceso conocido como **datación por radiocarbono**, los científicos utilizan la vida media del carbono-14 (5730 años) para calcular el tiempo transcurrido desde que la planta murió. Cuando el material procedente de la planta va envejeciendo, cada vez queda menos carbono-14 y se puede estimar la edad aproximada de la muestra. Por ejemplo, si una viga de madera encontrada en una antigua vivienda india contiene la mitad del carbono-14 encontrado en las plantas vivas y la vida media del carbono-14 es de 5730 años, se puede estimar que la vivienda fue construida aproximadamente hace 5730 años. La datación por radiocarbono fue empleada para establecer que los pergaminos del Mar Muerto tienen unos 2000 años de antigüedad.

El método de datación radiológica empleado para estimar la antigüedad de las rocas se sirve del radioisótopo uranio-238, que se descompone en varias etapas produciendo plomo-206. El isótopo uranio-238 tiene una larga vida media, de alrededor de 4×10^9 (4 billones) años. Mediante la determinación de las cantidades de uranio-238 y plomo-206, los geólogos pueden determinar la edad de diferentes rocas. Las rocas más antiguas tienen un mayor contenido en plomo-206, ya que una mayor proporción de uranio-238 se habrá desintegrado. La edad de las rocas lunares que se recogieron en la misión del *Apollo* se determinó empleando uranio-238 y se estimó en 4×10^9 años de antigüedad, prácticamente la misma edad calculada para la tierra.

«Química y medioambiente»

Los textos de **«Química y medioambiente»** a lo largo de los capítulos relacionan la Química con temas de la vida cotidiana, tanto en Ciencias como en Medicina, que son interesantes y motivadores para los alumnos y justifican el papel de la Química en el mundo real. Profundizan en temas tales como el calentamiento global, la presencia del gas radón en los hogares, la lluvia ácida o el combustible biodiésel.

Química y salud

El esmog y su influencia en la salud

Existen dos tipos de esmog. Uno de ellos, el esmog fotoquímico, necesita la luz solar para iniciar las reacciones que forman contaminantes como son los óxidos de nitrógeno y el ozono. El otro tipo de esmog, el industrial o londinense, se da en áreas en las que se quema carbón que contiene azufre.

El esmog fotoquímico es el que más abunda en las ciudades en las que la gente depende de los coches para el transporte. En un día típico en Los Ángeles, por ejemplo, las emisiones de óxido de nitrógeno (NO) de los tubos de escape de los coches aumentan al aumentar el tráfico de las carreteras. El óxido de nitrógeno se forma cuando el N_2 y el O_2 reaccionan a temperaturas elevadas en los motores de los coches y camiones.

$$N_2(g) + O_2(g) \xrightarrow{\text{Calor}} 2NO(g)$$

Cuando el NO reacciona con oxígeno en el aire forma NO_2, un gas marrón rojizo irritante para los ojos y dañino para el aparato respiratorio.

$$2NO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO_2(g)$$

Cuando el NO_2 está expuesto a la luz solar, se transforma en NO y átomos de oxígeno

$$NO_2(g) \longrightarrow NO(g) + \underset{\text{Átomos de oxígeno}}{O(g)}$$

Los átomos de oxígeno son tan reactivos que se combinan con moléculas de oxígeno en la atmósfera, formando ozono.

$$O(g) + O_2(g) \longrightarrow \underset{\text{Ozono}}{O_3(g)}$$

En las partes altas de la atmósfera (en la estratosfera) el ozono es beneficioso porque nos protege de la radiación ultravioleta dañina que proviene del sol. Sin embargo, en las partes bajas de la atmósfera, el ozono irrita los ojos y el tracto respiratorio, causando tos y fatiga y disminuyendo la función de los pulmones. También ocasiona el deterioro de los tejidos, agrietamientos en las gomas y daños en los árboles y los cultivos.

El esmog industrial es más importante en las áreas donde se quema combustible con un elevado contenido en azufre para generar electricidad. Durante la combustión, el azufre se convierte en dióxido de azufre:

$$S(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_2(g)$$

El SO_2 es dañino para las plantas, ya que impide su crecimiento, y es corrosivo para metales como el acero. El SO_2 también es dañino para el hombre; puede ocasionar deterioro de los pulmones y dificultades respiratorias. El SO_2 en el aire reacciona con más oxígeno para formar SO_3. La lluvia ácida se produce cuando el SO_3 se combina en el aire con agua para formar ácido sulfúrico.

$$2SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2SO_3(g)$$

$$SO_3(g) + H_2O(l) \longrightarrow \underset{\text{Ácido sulfúrico}}{H_2SO_4(aq)}$$

La presencia de ácido sulfúrico en ríos y lagos supone un aumento de la acidez del agua, reduciendo la capacidad de supervivencia de animales y plantas.

«Química y salud» La amplia serie de notas sobre **«Química y salud»** en cada capítulo aplica los conceptos químicos a temas relevantes de las Ciencias de la Salud y la Medicina. Estos temas abarcan, entre otros, la pérdida y ganancia de peso, las grasas artificiales, los esteroides anabolizantes, el alcohol, las enfermedades genéticas, los virus y el cáncer.

«Investiga tu entorno» En **«Investiga tu entorno»** se aportan instrucciones para llevar a cabo actividades y experimentos empleando materiales de uso cotidiano, animando así a los estudiantes a explorar de forma activa los temas seleccionados, ya sea de forma individual o en sesiones de aprendizaje en grupo. Cada actividad está precedida de unas preguntas que potencian el razonamiento crítico.

Investiga tu entorno

Oxidación de frutas y verduras

Las superficies recién cortadas de las frutas y verduras se oscurecen cuando se exponen al oxígeno del aire. Corta 3 rodajas de una fruta o verdura —puede ser una manzana, una patata, un aguacate o un plátano—. Deja una de las rodajas encima de la mesa de la cocina (sin tapar). Recubre otra con plástico alimentario y déjala también encima de la mesa de la cocina. Moja la tercera en zumo de limón y déjala sin tapar encima de la mesa de la cocina.

PREGUNTAS

1. ¿Qué cambios han tenido lugar en cada una de las muestras después de 1 o 2 horas?
2. ¿Cómo ralentiza la decoloración de las frutas y verduras el hecho de cubrirlas con plástico?
3. Si el zumo de limón contiene vitamina C (un antioxidante), ¿cómo influye en la reacción de oxidación de la superficie de la fruta o verdura el hecho de introducir esta en zumo de limón?
4. Otros tipos de antioxidantes son la vitamina E, el ácido cítrico y el BHT. Busca estos antioxidantes en las etiquetas de cereales, patatas fritas y otros alimentos habituales. ¿Por qué se añaden antioxidantes a los productos de alimentación que se van a almacenar en la despensa?

ENFOQUE PENSADO PARA EL ESTUDIANTE

EL OBJETIVO FINAL ES MANTENER EL INTERÉS DE LOS ESTUDIANTES

EL OBJETIVO ES...

usar el número de Avogadro para calcular el número de partículas en un determinado número de moles.

5.1 EL MOL

En la pollería, compramos los huevos por docenas y en el supermercado, los refrescos se compran por packs. Los términos *docena* y *pack* se emplean para contar el número de unidades incluidas. Por ejemplo, al comprar una docena de huevos, sabemos que hay doce

¡DE UN VISTAZO!

5.1 El mol
El objetivo es... usar el número de Avogadro para calcular el número de partículas en un determinado número de moles.
Un mol de un elemento contiene $6{,}02 \times 10^{23}$ átomos; un mol de un compuesto contiene $6{,}02 \times 10^{23}$ moléculas o unidades fórmula.

5.2 Masa molar
El objetivo es... determinar la masa molar de una sustancia, y usar la masa molar para interconvertir gramos y moles.
La masa molar (g/mol) de cualquier sustancia es la masa en gramos numéricamente igual a su masa atómica, o a la suma de masas atómicas, que han sido multiplicadas por sus subíndices en una fórmula. Se transforma en factor de conversión cuando se emplea para convertir una cantidad de gramos en moles o un número dado de moles en gramos.

5.3 Cambios químicos
El objetivo es... identificar un cambio en una sustancia como cambio físico o químico.
Tiene lugar un cambio químico cuando los átomos de las sustancias iniciales se reorganizan para formar sustancias nuevas. Cuando se forman nuevas sustancias, ha tenido lugar una reacción química. En un cambio físico, la sustancia es la misma, pero cambian su tamaño, su forma o su

Una ecuación química presenta las fórmulas de las sustancias que reaccionan en el lado izquierdo de la flecha de reacción y los productos que se forman en el lado derecho de la flecha de reacción. Una ecuación se ajusta escribiendo los números enteros más pequeños (coeficientes) delante de las fórmulas para igualar los átomos de cada elemento en los reactivos y los productos.

5.5 Tipos de reacciones
El objetivo es... identificar una reacción como combinación, descomposición, o reemplazamiento.
Muchas reacciones químicas se pueden clasificar por el tipo de reacción: combinación, descomposición, reemplazamiento sencillo o reemplazamiento doble.

5.6 Reacciones de oxidación-reducción
El objetivo es... definir los términos *oxidación* y *reducción*.
Cuando en una reacción se transfieren electrones, se trata de una reacción de oxidación-reducción. Un reactivo pierde electrones, y el otro gana electrones. En conjunto, el número de electrones perdidos y ganados es el mismo.

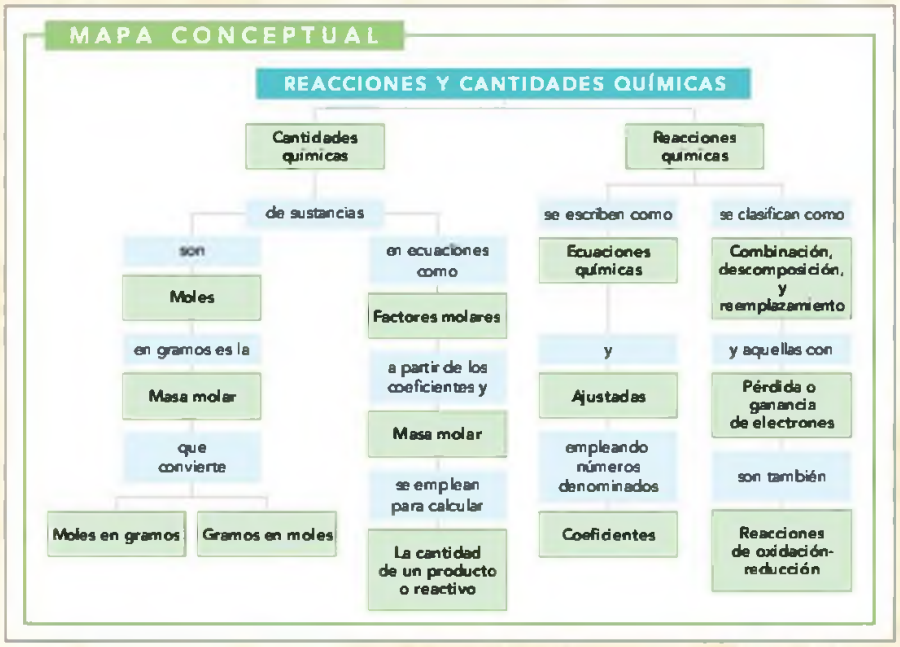
5.7 Relaciones entre moles en las ecuaciones químicas

Objetivos de aprendizaje

El apartado **«El objetivo es...»**, situado al comienzo de cada sección, identifica claramente el concepto clave de la misma, proporcionando una guía para el camino a seguir en el estudio. Toda la información contenida en cada sección está relacionada con su objetivo de aprendizaje. Los objetivos de aprendizaje de cada sección se repiten nuevamente en el resumen del capítulo para que los estudiantes puedan asegurarse de que dominan los conceptos clave.

Estilo de redacción

Karen Timberlake es conocida por su estilo accesible en la redacción de los textos, basado en un ritmo cuidadoso y en un desarrollo sencillo de las ideas químicas, apropiado para los conocimientos previos de los estudiantes del área de Ciencias de la Salud. Define con precisión los términos y presenta objetivos claros para cada sección del texto. Sus analogías son claras y ayudan a los estudiantes a visualizar y entender los conceptos químicos clave.



Mapas conceptuales

Cada capítulo se cierra con un **«Mapa conceptual»** que resume los conceptos clave de cada capítulo y muestra cómo se relacionan unos con otros.

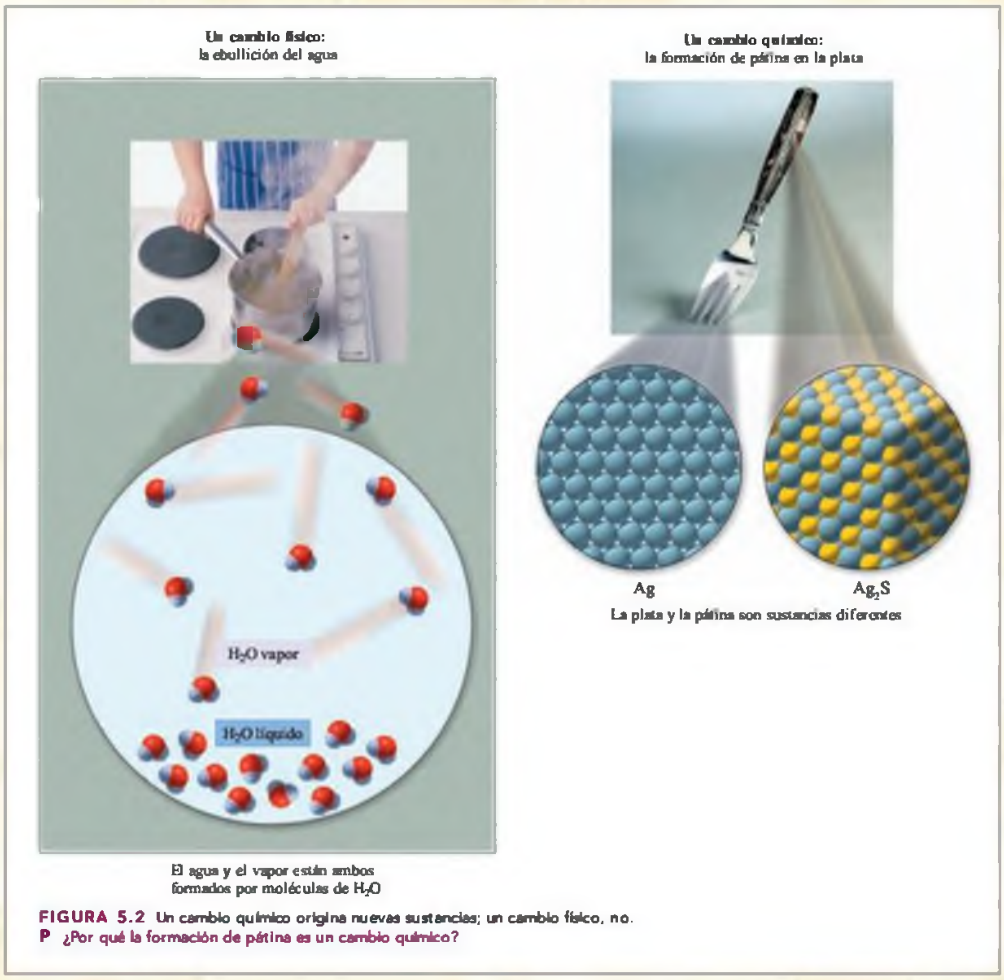


FIGURA 5.2 Un cambio químico origina nuevas sustancias; un cambio físico, no.
P ¿Por qué la formación de pátina es un cambio químico?

Imágenes que ayudan a los estudiantes a visualizar la Química

Las ilustraciones no solo están fantásticamente realizadas y seleccionadas, sino que resultan eficaces desde el punto de vista pedagógico.

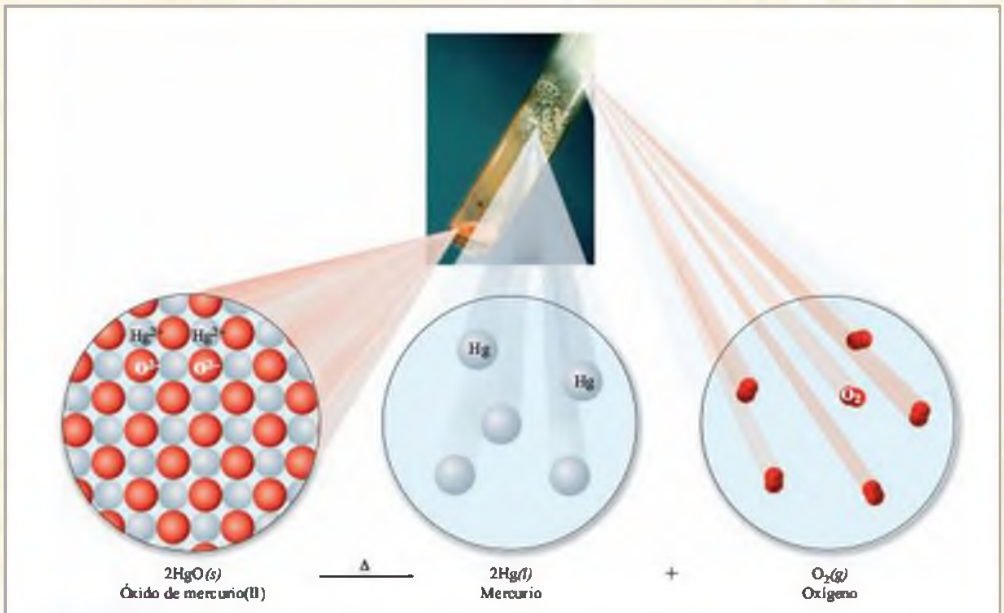


FIGURA 5.5 En una reacción de descomposición, se fragmenta un reactivo en dos o más productos.
P ¿Qué diferencia hay entre los reactivos y los productos para clasificar a la reacción como de descomposición?

Imágenes «de lo macro a lo micro»

Las fotografías y los dibujos ilustran la estructura atómica de objetos identificables, colocando la Química en su contexto y relacionando el mundo atómico con el macroscópico. Las preguntas que aparecen en cada figura retan a los estudiantes a pensar de forma crítica sobre las fotografías y los dibujos.

RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

NUMEROSAS HERRAMIENTAS QUE ENSEÑAN A LOS ESTUDIANTES CÓMO RESOLVER PROBLEMAS

Guía visual para la resolución de problemas

La autora es consciente de los retos de aprendizaje a los que se enfrentan los alumnos de este curso, por lo que los guía **paso a paso** a través del proceso de la resolución de los problemas. Para cada tipo de problema, la autora utiliza un diagrama de flujo único codificado por colores en coordinación con los ejemplos resueltos en paralelo para guiar visualmente a los alumnos a través de cada una de las estrategias para la resolución de problemas.

Paso 2 Planteamiento

moles de O_2 → Factor mol-mol → moles de NO → Masa molar → gramos de NO

Paso 3 Equivalencias/factores de conversión. El factor mol-mol que transforma los moles de O_2 en moles de NO se deriva de los coeficientes en la ecuación ajustada.

1 mol de O_2 = 2 moles de NO

$$\frac{2 \text{ moles NO}}{1 \text{ mol } O_2} \text{ y } \frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ moles NO}}$$

1 mol de NO = 30,0 g de NO

$$\frac{30,0 \text{ g NO}}{1 \text{ mol NO}} \text{ y } \frac{1 \text{ mol NO}}{30,0 \text{ g NO}}$$

Paso 4 Resolución del problema. En primer lugar, se puede transformar el dato, 1,50 moles de O_2, en moles de NO:

$$1,50 \text{ moles } O_2 \times \frac{2 \text{ moles NO}}{1 \text{ mol } O_2} = 3,00 \text{ moles de NO}$$

Ahora, los moles de NO se pueden convertir en gramos de NO empleando la masa molar.

$$3,00 \text{ moles NO} \times \frac{3,00 \text{ g NO}}{1 \text{ mol NO}} = 90,0 \text{ g de NO}$$

Estos dos pasos también pueden escribirse como una secuencia de factores de conversión que conducen a la masa en gramos de NO.

$$1,50 \text{ moles } O_2 \times \frac{2 \text{ moles NO}}{1 \text{ mol } O_2} \frac{3,00 \text{ g NO}}{1 \text{ mol NO}} = 90,0 \text{ g de NO}$$

Guía para calcular las masas de reactivos y productos en una reacción química

1. Usar la masa molar para transformar los gramos conocidos en moles (si es necesario).
2. Escribir un factor mol-mol a partir de los coeficientes en la ecuación.
3. Convertir los moles conocidos en los moles de la sustancia que se desea saber, empleando el factor mol-mol.
4. Convertir los moles buscados de la sustancia en gramos empleando la masa molar.

¡AHORA TÚ!

A partir de la ecuación del ejercicio resuelto 5.13, calcula los gramos de CO_2 que se pueden formar cuando reaccionan 25,0 g de O_2.

«Ejercicios resueltos» y «¡Ahora tú!»

A lo largo del texto aparecen numerosos **«Ejercicios resueltos»** que demuestran las aplicaciones de cada nuevo concepto. Las resoluciones trabajadas se explican paso a paso, constituyendo un modelo de resolución de problemas, y muestran los cálculos que son necesarios realizar. Este apartado se cierra con **«¡Ahora tú!»**, un ejercicio que permite a los alumnos comprobar si han entendido la estrategia para la resolución del problema planteado.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Cálculos de masas para reacciones

5.53 El sodio reacciona con oxígeno para formar óxido de sodio:

$$4Na(s) + O_2(g) \longrightarrow 2Na_2O(s)$$

a. ¿Cuántos gramos de Na_2O se forman cuando reaccionan 2,50 moles de Na?
b. Si se tienen 18,0 g de Na, ¿cuántos gramos de O_2 se necesitan para la reacción?
c. ¿Cuántos gramos de O_2 se necesitan para una reacción en la que se forman 75,0 g de Na_2O?

5.54 El nitrógeno gaseoso reacciona con hidrógeno gaseoso para formar amoníaco según la siguiente reacción:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g)$$

a. Si se dispone de 1,80 moles de H_2, ¿cuántos gramos de NH_3 se pueden formar?
b. ¿Cuántos gramos de H_2 se necesitan para reaccionar con 2,80 g de N_2?
c. ¿Cuántos gramos de NH_3 se pueden formar a partir de 12,0 g de H_2?

5.55 El amoníaco y el oxígeno reaccionan para formar nitrógeno y agua:

$$4NH_3(g) + 3O_2(g) \longrightarrow 2N_2(g) + 6H_2O(g)$$

Amoníaco

a. ¿Cuántos gramos de O_2 se necesitan para reaccionar con 8,00 moles de NH_3?
b. ¿Cuántos gramos de N_2 se pueden formar cuando reaccionan 6,50 g de O_2?
c. ¿Cuántos gramos de agua se forman en la reacción de 34,0 g de NH_3?

5.56 El óxido de hierro(III) reacciona con carbono para dar hierro y monóxido de carbono.

$$Fe_2O_3(s) + 3C(s) \longrightarrow 2Fe(s) + 3CO(g)$$

a. ¿Cuántos gramos de C se necesitan para reaccionar con 2,50 moles de Fe_2O_3?
b. ¿Cuántos gramos de CO se producen cuando reaccionan 36,0 g de C?
c. ¿Cuántos gramos de Fe pueden formarse cuando reaccionan 6,00 g de Fe_2O_3?

5.57 El dióxido de nitrógeno y el agua reaccionan para formar ácido nítrico, HNO_3, y óxido de nitrógeno.

$$3NO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow 2HNO_3(aq) + NO(g)$$

a. ¿Cuántos gramos de H_2O se necesitan para reaccionar con 28,0 g de NO_2?
b. ¿Cuántos gramos de NO se forman a partir de 15,8 g de NO_2?
c. ¿Cuántos gramos de HNO_3 se forman a partir de 8,25 g de NO_2?

5.58 La cianamida cálcica reacciona con agua para formar carbonato cálcico y amoníaco:

$$CaCN_2(s) + 3H_2O(l) \longrightarrow CaCO_3(s) + 2NH_3(g)$$

a. ¿Cuántos gramos de agua se necesitan para reaccionar con 75,0 g de $CaCN_2$?
b. ¿Cuántos gramos de NH_3 se forman a partir de 5,24 g de $CaCN_2$?
c. ¿Cuántos gramos de $CaCO_3$ se forman si reaccionan 155 g de agua?

Ejercicios y problemas integrados

Los **«Ejercicios y problemas»** al final de cada sección animan a los estudiantes a aplicar los conceptos aprendidos y a resolver problemas relacionados con estos conceptos después de cada sección. Son problemas emparejados, uno de numeración impar con uno de numeración par, lo que sirve de guía a los estudiantes en la resolución de problemas. Las respuestas a los problemas de numeración impar se encuentran al final de cada capítulo.

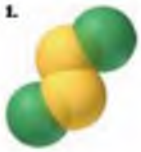
Ejercicios y problemas al final del capítulo

«Comprender los conceptos» anima a los estudiantes a pensar sobre los conceptos aprendidos. **«Ejercicios y problemas adicionales»** integran todos los temas estudiados en el capítulo para fomentar el avance en el estudio y el pensamiento crítico. **«¡Acepta el reto!»** es un apartado diseñado para el trabajo en grupo con aprendizaje cooperativo.

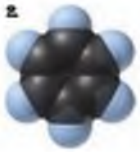
COMPRENDER LOS CONCEPTOS

5.71 Empleando los siguientes modelos de moléculas (negro = C, azul claro = H, amarillo = S, verde = Cl), determina los siguientes datos:

1.



2.

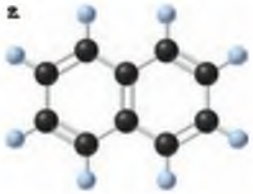


a. fórmula
b. masa molar
c. número de moles en 10,0 g

5.72 Empleando los siguientes modelos de moléculas (negro = C, azul claro = H, amarillo = S, rojo = O), determina los siguientes datos:

1.

2.



a. fórmula b. masa molar c. número de moles en 10,0 g

EJERCICIOS Y PROBLEMAS ADICIONALES

5.87 Calcula la masa molar de cada uno de los siguientes compuestos:
a. $FeSO_4$, sulfato ferroso, suplemento de hierro
b. $Ca(IO_3)_2$, yodato cálcico, fuente de yodo en la sal de mesa
c. $C_5H_8NO_4$, Na glutamato monosódico, potenciador del sabor
d. $C_8H_{16}O_2$, formiato de isoamilo, empleado en la fabricación de siropes de fruta artificiales

5.88 Calcula la masa molar de cada uno de los siguientes compuestos
a. $Mg(HCO_3)_2$, hidrógeno carbonato de magnesio
b. $Au(OH)_3$, hidróxido de oro(III), usado en los recubrimientos con oro
c. $C_{18}H_{34}O_2$, ácido oleico del aceite de oliva
d. $C_{21}H_{29}O_5$, prednisona, antiinflamatorio

5.89 ¿Cuántos gramos hay en 0,150 moles de cada una de las

c. ¿Cuántos moles de ácido láctico contienen $4,5 \times 10^{24}$ átomos de O?
d. ¿Cuál es la masa molar del ácido láctico?

5.94 El sulfato amónico, $(NH_4)_2SO_4$, se emplea en fertilizantes para suministrar nitrógeno al suelo.
a. ¿Cuántas unidades fórmula hay en 0,200 moles de sulfato amónico?
b. ¿Cuántos átomos de H hay en 0,100 moles de sulfato amónico?
c. ¿Cuántos moles de sulfato amónico contienen $7,4 \times 10^{23}$ átomos de N?
d. ¿Cuál es la masa molar del sulfato amónico?

5.95 Ajusta cada una de las siguientes ecuaciones e identifica el tipo de reacción.

¡ACEPTA EL RETO!

5.107 Una barra de oro tiene 2,31 cm de longitud, 1,48 cm de anchura y 0,0758 cm de espesor.
a. Si el oro tiene una densidad de 19,3 g/ml, ¿cuál es la masa de la barra de oro?
b. ¿Cuántos átomos de oro hay en la barra?
c. Cuando la misma masa de oro se combina con oxígeno, el óxido producido tiene una masa de 5,61 g. ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno se han combinado con el oro?
d. ¿Cuál es la fórmula del óxido formado?

c. ¿Cuántos gramos de iones sodio Na^+ hay en 1,50 g de pasta de dientes?
d. ¿Cuántas moléculas de triclosano hay en el tubo de pasta de dientes?

5.108 Escribe una ecuación ajustada para cada una de las siguientes descripciones de una reacción e identifica el tipo de reacción:
a. Una disolución acuosa de nitrato de plomo(II) se mezcla con fosfato sódico acuoso para formar fosfato de plomo(II) sólido

«Combina los conceptos de los capítulos...» Este nuevo apartado aparece cada 2-4 capítulos. Consiste en una serie de problemas integrados y diseñados para comprobar si los alumnos han comprendido los conceptos de los capítulos precedentes.

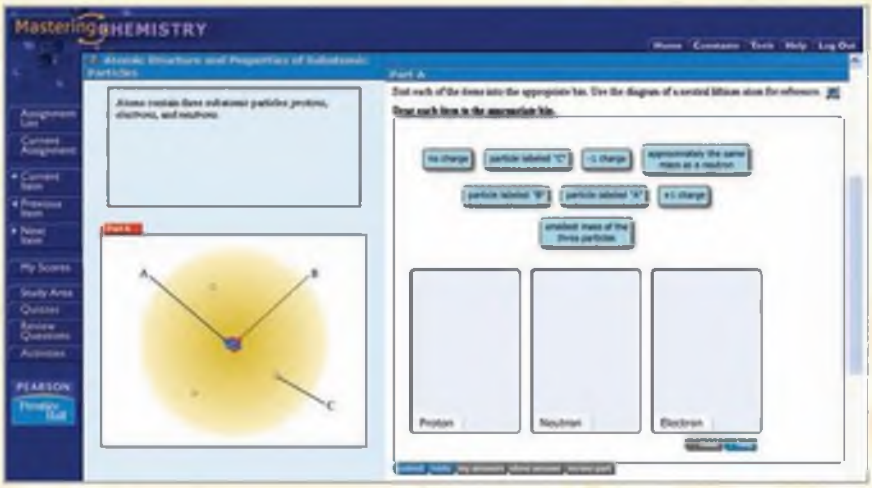
Combina los conceptos de los capítulos 3 a 5

CC.7 La siguiente reacción tiene lugar entre un metal y un no metal:

a. ¿Cuáles de las esferas representan un metal? ¿Y un no metal?
b. ¿Qué reactivo es más electronegativo?
c. ¿Cuáles son las cargas iónicas de X e Y en el producto?
d. Si estos dos elementos se encuentran en el periodo 3,
1. Escribe la distribución de los electrones en los átomos.
2. Escribe la distribución de los electrones en sus iones.
3. Da los nombres de los gases nobles con la misma distribución electrónica que estos iones.
4. Escribe la fórmula y el nombre del producto.
e. Relaciona las esferas que hay debajo con los átomos de Li, Na, K y Rb.

b. Cuando se calientan 20,0 g de etanol a −55 °C hasta 37 °C, ¿cuánta energía en calorías se necesita?
c. Si la densidad del etanol es 0,796 g/ml, ¿cuántos kilojulios se necesitan para transformar en vapor 1,00 l de etanol a 78 °C?
d. Si un tanque de combustible de 15 galones se llena con E10, ¿cuántos litros de etanol hay en el tanque? (1 galón = 3,784 l)
e. Escribe la ecuación química ajustada para la reacción del etanol con oxígeno para formar dióxido de carbono y vapor de

EL SISTEMA TUTORIAL Y DE TAREAS *ONLINE* MÁS EFICAZ DEL MUNDO



MasteringChemistry™

MasteringChemistry es el primer sistema de tareas *online* adaptable al aprendizaje. Proporciona problemas del final de capítulo (seleccionados del texto), así como más de cien tutoriales con calificación automática y con retroalimentación específica para la respuesta dada, y preguntas más sencillas a petición. Basándose en una amplia investigación sobre los conceptos que presentan dificultades para los alumnos, MasteringChemistry responde únicamente a las necesidades inmediatas del aprendizaje, optimizando de esta forma el tiempo de estudio. (Véase el encarte sobre MasteringChemistry en la portada del libro.)

Las herramientas para los estudiantes incluyen:

- Estudios de casos que muestran cómo se aplican los conceptos químicos a situaciones de la vida diaria
- Presentaciones completas en PowerPoint™ —con dibujos, fotografías y tablas del texto— que enseñan los conceptos clave de cada sección del libro
- Preguntas de repaso y pruebas de conocimientos
- Y mucho más

SUPLEMENTOS ADICIONALES

Valiosos complementos para los estudiantes y los profesores

CHEMISTRY PLACE

Interactividad

Chemistry Place para la décima edición de *Química: Una introducción a la Química General, Orgánica y Biológica* (acceso a través de www.masteringchemistry.com a través del *Study Area*).

El *Study Area* de Chemistry Place ofrece, en un mismo lugar, las mejores herramientas para la enseñanza y el aprendizaje. Convenientemente organizadas por tipos, estas fuentes recopiladas ayudan a los estudiantes a reforzar y aplicar lo que han aprendido en clase.

Aplicaciones

El sitio web, al igual que el texto, está pensado para los estudiantes. El repaso exhaustivo de los estudios superiores relacionados con el área de las Ciencias de la Salud y los estudios de casos proporcionan un relevante contexto para el aprendizaje.

PRÓLOGO
La química en nuestras vidas

EN ESTA UNIDAD...

P.1 La química y los productos químicos

P.2 El método científico: pensar como un científico

P.3 Un plan de estudio para aprender química

Visita **www.chemplace.com** y encontrarás cuestiones adicionales, tutoriales interactivos, información profesional, diapositivas en PowerPoint para repasar el capítulo, ayuda para resolver las operaciones matemáticas y casos prácticos.

«La química juega un papel esencial en todos los aspectos relacionados con las investigaciones médicas legales de un fallecimiento», dice Charles L. Cecil, antropólogo forense e investigador de medicina legal de la consulta médica de San Francisco. El análisis de las gotas de sangre encontradas en la escena de un crimen determina si son humanas o no; el análisis de muestras toxicológicas de sangre y/o de otros fluidos corporales ayuda a determinar la causa y el momento de la muerte. Los especialistas en antropología forense pueden analizar las cantidades de trazas de diferentes elementos en los huesos para identificar el número de individuos sepultados en un osario. Estas circunstancias se producen a menudo durante las investigaciones de las violaciones masivas de los derechos humanos, como ocurrió por ejemplo en un lugar llamado El Mozote, en El Salvador».

Los antropólogos forenses ayudan a la policía a identificar restos de huesos humanos determinando el sexo, la edad aproximada, la estatura y la causa de la muerte. El análisis de los huesos también proporciona información sobre enfermedades o traumas que haya podido sufrir una persona.

¿Qué preguntas sobre la ciencia han despertado nuestra curiosidad? Quizás estemos interesados en saber cómo se forma la niebla; cómo funciona el fenómeno de la desaparición del ozono; cómo se oxidan los clavos, o cómo el ácido acetilsalicílico alivia el dolor de cabeza. De la misma forma, los científicos sienten curiosidad por el mundo en que vivimos.

- ¿Cómo se forma a partir del humo que sale de los tubos de escape de los coches el *smog* (un tipo de niebla) que cubre nuestras ciudades? Uno de los componentes del humo que suelta el tubo de escape de un coche es el óxido de nitrógeno (NO) formado en el motor del coche, donde las elevadas temperaturas transforman el nitrógeno gas (N_2) y el oxígeno gas (O_2) en NO. En Química, estas reacciones se escriben en forma de ecuaciones como $N_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO(g)$. La reacción del NO con el oxígeno del aire forma NO_2, que proporciona el característico color marrón rojizo al esmog.

- ¿Por qué ha disminuido la capa de ozono en ciertas zonas de la atmósfera? En los años 70, los científicos asociaron los compuestos llamados clorofluorocarbonos (CFC) con el agujero en la capa de ozono sobre la Antártida. Al romperse los CFC por la luz ultravioleta (UV), se libera cloro (Cl), que origina la ruptura de las moléculas de ozono (O_3) y destruye la capa de ozono:
$$Cl + O_3 \longrightarrow ClO + O_2.$$
- ¿Por qué se oxida un clavo de hierro cuando se expone al aire y la lluvia? Cuando el hierro (Fe) de un clavo reacciona con el oxígeno (O_2) del aire, la oxidación del hierro forma óxido de hierro (Fe_2O_3):
$$4Fe(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Fe_2O_3(s).$$
- ¿Por qué el ácido acetilsalicílico alivia el dolor de cabeza? Cuando se produce una herida en una parte del cuerpo, se producen unas sustancias llamadas prostaglandinas, que ocasionan inflamación y dolor. El ácido acetilsalicílico actúa bloqueando la producción de prostaglandinas, reduciendo, por tanto, la inflamación, el dolor y la fiebre.

Algunos científicos diseñan nuevos combustibles y formas más eficientes de usarlos. Los investigadores en el campo de la medicina buscan evidencias que les ayuden a entender y diseñar nuevos tratamientos para la diabetes, los defectos genéticos, el cáncer, el SIDA y el envejecimiento. Para el químico de laboratorio, el enfermero de la unidad de diálisis o el científico especializado en agroquímica, la Química juega un papel protagonista para entender los problemas, proporcionar soluciones y tomar decisiones importantes.

P.1 LA QUÍMICA Y LOS PRODUCTOS QUÍMICOS

EL OBJETIVO ES...

definir el término *química* e identificar las sustancias como productos químicos.

La **Química** es el estudio de la composición, la estructura, las propiedades y las reacciones de la materia. *Materia* es una palabra que se usa para designar a todas las sustancias que forman nuestro mundo. Mucha gente piensa que la química la hacen sólo los químicos que llevan bata y gafas de seguridad en los laboratorios. En realidad, la química tiene lugar en nuestro entorno cotidiano y tiene un gran impacto sobre todas las cosas que usamos y hacemos. Hacemos química cuando guisamos nuestros alimentos, cuando añadimos cloro a la

TABLA P.1 Productos químicos empleados habitualmente en los dentífricos

Producto químico	Función
Carbonato cálcico	Actúa como abrasivo para eliminar la placa dental
Sorbitol	Evita la pérdida de agua y el endurecimiento del dentífrico
Carragenato (extracto de algas)	Evita que el dentífrico se endurezca o se separen los componentes
Glicerina	Hace que el dentífrico forme espuma en la boca
Laurilsulfato sódico	Actúa como detergente para eliminar la placa que no está fijada fuertemente
Dióxido de titanio	Hace que la base del dentífrico sea blanca y opaca
Triclosán	Inhibe el crecimiento de las bacterias que forman la placa y causan enfermedades de las encías
Monofluorfosfato sódico	Evita la formación de caries reforzando el esmalte dental con flúor
Salicilato de metilo	Proporciona un agradable sabor alcanforado

piscina o cuando encendemos el motor de un coche. Cuando una pastilla de antiácido burbujea al echarla dentro de un vaso de agua tiene lugar una reacción química. Las plantas crecen debido a las reacciones químicas que convierten el dióxido de carbono, el agua y la energía en hidratos de carbono. Tienen lugar reacciones químicas cuando se digieren los alimentos y se fragmentan en las sustancias necesarias para producir energía y salud.

Todas las cosas que vemos a nuestro alrededor están formadas por uno o más productos químicos. Un **producto químico** es cualquier material usado en o producido por un proceso químico. Los procesos químicos tienen lugar en un laboratorio químico, en una fábrica, en un laboratorio farmacéutico o en nuestro entorno y nuestro organismo. Una **sustancia** es un producto químico formado por un tipo de materia y siempre tiene la misma composición y propiedades independientemente del lugar en que se encuentre. A menudo, los términos *producto químico* y *sustancia* se usan indistintamente para describir un tipo específico de materia.

Cada día usamos productos que contienen sustancias desarrolladas y preparadas por químicos. Al ducharnos, los productos químicos de los jabones y champús se combinan con los aceites de la piel y del cuero cabelludo y se eliminan aclarando con agua. Al cepillarnos los dientes, los productos químicos del dentífrico limpian la dentadura y evitan la formación de la placa dental y el deterioro de los dientes. Un dentífrico contiene productos químicos como los abrasivos, agentes antibacterianos, fortalecedores del esmalte, colorantes y aromatizantes. Algunas de estas sustancias empleadas en los dentífricos se recogen en la tabla P.1.

En los cosméticos y lociones, los productos químicos se usan para humectar, evitar la degradación del producto, combatir las bacterias y espesar el producto. Las prendas de ropa pueden estar hechas de polímeros naturales, como el algodón, o de polímeros sintéticos, como el nylon o el poliéster. Quizás llevemos un anillo o un reloj hecho de oro, plata o platino. Los cereales del desayuno es posible que estén reforzados con hierro, fósforo y calcio, mientras que la leche que bebemos está enriquecida con vitaminas A y D. Los antioxidantes son productos químicos añadidos a los cereales para evitar su deterioro. Algunos de los productos químicos que pueden encontrarse al guisar en una cocina se muestran en la figura P.1.

FIGURA P.1 Muchos de los objetos que se encuentran en una cocina se han obtenido mediante reacciones químicas.
P ¿Qué otros productos químicos pueden encontrarse en una cocina?

EJERCICIO RESUELTO P.1

Productos químicos en la vida diaria

Identifica el producto químico descrito en cada una de las siguientes descripciones:

a. Aluminio, utilizado para hacer latas de conserva.
b. Sal (cloruro sódico), empleada como conservante a lo largo de la historia.
c. Azúcar (sacarosa) utilizada como edulcorante.

SOLUCIÓN

a. aluminio **b.** sal (cloruro sódico) **c.** azúcar (sacarosa)

¡AHORA TÚ!

¿Cuáles de los siguientes son productos químicos?
a. hierro **b.** estaño **c.** temperatura baja **d.** agua

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

La química y los productos químicos

A lo largo de los capítulos ten en cuenta que los ejercicios y problemas impares (en color magenta) están relacionados con el ejercicio posterior; por ello, podrás comprobar las respuestas a los mismos al final del capítulo antes de continuar.

P.1 Coge un bote de vitaminas y fíjate la etiqueta con los componentes. Escoge cuatro. ¿Cuáles de ellos son productos químicos?

P.2 Coge un paquete de cereales y fíjate la lista de ingredientes. Escoge cuatro. ¿Cuáles de ellos son productos químicos?

P.3 Un champú «sin productos químicos» incluye entre sus ingredientes: agua, cocoamida, glicerina y ácido cítrico. ¿Está realmente este champú confeccionado «sin productos químicos»?

P.4 Un protector solar «sin productos químicos» incluye entre sus ingredientes: dióxido de titanio, vitamina E y vitamina C. ¿Está realmente este protector confeccionado «sin productos químicos»?

P.5 Los pesticidas son productos químicos. Indica una ventaja y una desventaja de usar pesticidas.

P.6 El azúcar es un producto químico. Indica una ventaja y una desventaja de tomar azúcar.

P.2 EL MÉTODO CIENTÍFICO: PENSAR COMO UN CIENTÍFICO

EL OBJETIVO ES...

describir las actividades que son parte del método científico.

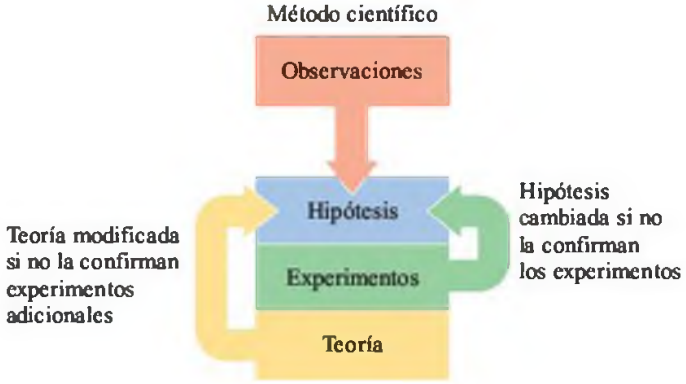
Cuando se es muy joven, se exploran las cosas que nos rodean tocándolas y probándolas. Al ir creciendo, se van formulando preguntas sobre el mundo en que vivimos. ¿Qué es un relámpago? ¿De donde sale el arco iris? ¿Por qué el agua es azul? Cuando se es adulto, puede que uno se pregunte cómo funcionan los antibióticos. Cada día nos hacemos preguntas y buscamos las respuestas mientras organizamos y damos sentido al mundo en el que vivimos.

Cuando el premio Nobel Linus Pauling describía su vida de estudiante en Oregón, recordaba que leía muchos libros de química, de mineralogía y de física. «Reflexionaba sobre las propiedades de los materiales: por qué algunas sustancias son coloreadas y otras no lo son, por qué algunos minerales o sustancias inorgánicas son duras y otras son blandas». Según él, «estaba construyendo una enorme base de conocimientos empíricos y, al mismo tiempo, haciéndome una gran cantidad de preguntas». Linus Pauling obtuvo dos premios Nobel: el primero, en 1954, fue de Química, por sus trabajos sobre la estructura de las proteínas; el segundo, en 1962, fue el Nobel de la Paz.

El método científico

Aunque el proceso de intentar entender la naturaleza es propio de cada científico, hay una serie de principios generales conocidos como el **método científico** que describen la forma de pensar de un científico.

1. **Observación** El primer paso del método científico es observar, describir y medir cualquier suceso de la naturaleza. Las observaciones basadas en mediciones se llaman *datos*.
2. **Hipótesis** Una vez recogidos suficientes datos, se propone una *hipótesis* que formule una posible explicación de lo observado. La hipótesis debe estar formulada de forma que pueda comprobarse mediante experimentos.
3. **Experimentos** Los experimentos son pruebas que determinan la validez de una hipótesis. A menudo se llevan a cabo muchos experimentos y se recogen una enorme cantidad de datos. Si los resultados de los experimentos proporcionan resultados diferentes de los que predecía la hipótesis, se propone una hipótesis modificada o una nueva y se lleva a cabo toda una nueva serie de experimentos.
4. **Teoría** Cuando pueden repetirse los experimentos por parte de muchos científicos con resultados consistentes que confirman la hipótesis, esta hipótesis se transforma en *teoría*. Sin embargo, cada teoría continúa siendo comprobada y, en base a nuevos datos, a veces debe ser modificada o, incluso, reemplazada por otra. Entonces, se propone una nueva hipótesis y comienza de nuevo el proceso de experimentación.



Aplicación del método científico en la vida diaria

Puede resultar sorprendente constatar que el método científico se usa en la vida diaria. Supongamos, por ejemplo, que visitamos a una amiga en su casa. Poco después de llegar, comienzan a picarnos los ojos y comenzamos a estornudar. Entonces, nos damos cuenta de que nuestra amiga tiene un nuevo gato. Quizás nos preguntemos por qué estamos estornudando y se nos ocurra la hipótesis de que seamos alérgicos a los gatos. Para comprobar la hipótesis, salimos de su casa. Si dejamos de estornudar, nuestra hipótesis puede ser correcta. Comprobamos nuevamente la hipótesis visitando a otro amigo que también tenga un gato. Si de nuevo comenzamos a estornudar, el resultado del experimento apoya la hipótesis de que seamos alérgicos a los gatos. Sin embargo, si seguimos estornudando después de salir de la casa de nuestra amiga, la hipótesis no se sostiene. Necesitaremos formular una nueva hipótesis, que podría ser que hemos cogido un resfriado.

EJERCICIO RESUELTO P.2

El método científico

Identifica cada una de las siguientes aseveraciones como una observación o una hipótesis.

a. Una bandeja de plata se vuelve de un color gris oscuro cuando se deja sin tapar.
b. En el hemisferio norte el verano es más cálido que el invierno.
c. Los cubitos de hielo flotan en el agua porque son menos densos.

SOLUCIÓN

a. observación **b.** observación **c.** hipótesis

¡AHORA TÚ!

Se han encontrado las siguientes frases en el cuaderno de notas de un estudiante. Identifica cada una de ellas como una observación (O), una hipótesis (H) o un experimento (E).

a. «Hoy he plantado dos semillas de tomate en el jardín. Planté otras dos semillas de tomate en una caja. Añadiré a todas las plantas la misma cantidad de agua y de fertilizante».

b. «Después de 50 días, las plantas de tomate del jardín han alcanzado los 91 cm de altura y tienen las hojas verdes. Las plantas del cajón son amarillas y miden 20 cm de alto».

c. «Las plantas de tomate necesitan la luz del sol para crecer».

Química y salud

Los primeros químicos: los alquimistas

Durante muchos siglos, la química ha sido la ciencia que estudiaba los cambios de la materia. Desde los tiempos de los griegos hasta aproximadamente el siglo XVI, los alquimistas describían la materia en base a cuatro componentes de la naturaleza: tierra, aire, fuego y agua, con sus cualidades de calor, frío, humedad y sequedad. Hacia el siglo VIII, los alquimistas creían que podían reorganizar estas cualidades de tal forma que se trasformaran metales como el cobre y el plomo en oro y plata. Buscaban una sustancia desconocida llamada la piedra filosofal, que creían podía transformar los metales en oro, así como prolongar la juventud y retrasar la muerte. Aunque sus esfuerzos fallaron, los alquimistas han proporcionado información sobre los procesos y las reacciones químicas involucradas en la extracción de metales de los minerales. Los alquimistas también diseñaron algunos de los primeros equipos de laboratorio y desarrollaron los primeros procedimientos de laboratorio. Esos esfuerzos primitivos fueron algunas de las primeras observaciones y experimentos empleando el método científico.

Un alquimista, conocido con el nombre de Paracelso (1493-1541), pensaba que la alquimia no debería tratar de obtener oro sino preparar nuevos medicamentos. Mediante la observación y la experimentación, vio que en el cuerpo humano se producían una serie de procesos químicos que podían ser desequilibrados por ciertos compuestos químicos y vueltos a equilibrar empleando minerales y medicinas. Por ejemplo, determinó que las enfermedades pulmonares de los mineros estaban causadas por la inhalación de polvo, no (como se creía en la época) por espíritus que habitaban bajo tierra. Pensó también que el bocio era un problema ocasionado por beber agua contaminada, y trataba la sífilis con compuestos de mercurio. Su opinión sobre las medicinas era que la dosis correcta marcaba la diferencia entre un veneno y una curación. Hoy en día, esta idea forma parte del análisis de riesgo en los medicamentos. Paracelso cambió la alquimia de tal forma que ayudó al establecimiento de la Medicina y la Química modernas.

Ciencia y tecnología

La aplicación de la información científica para usos industriales y comerciales se denomina «tecnología». Tales usos han hecho de la industria química una de las mayores industrias de los Estados Unidos. Cada año, la tecnología proporciona nuevos materiales o procedimientos para obtener más energía, curar enfermedades, mejorar las cosechas y producir nuevos tipos de materiales sintéticos. En la tabla P.2 se recogen algunos de los descubrimientos científicos, leyes, teorías e innovaciones tecnológicas más importantes que se han hecho en los últimos 300 años.

Sin embargo, también han existido aplicaciones inadecuadas de la investigación científica. La fabricación de algunas sustancias ha contribuido al desarrollo de condiciones peligrosas para nuestro medioambiente. Empezamos a sentirnos preocupados por los requerimientos energéticos de los nuevos productos y por el hecho de que algunos materiales puedan ocasionar cambios en nuestros océanos y en nuestra atmósfera. Queremos saber si los nuevos materiales pueden reciclarse; cómo pueden deshacerse, y si existen procedimientos más seguros para ello. La forma en que continuemos utilizando la investigación científica tendrá un enorme impacto sobre nuestro planeta y su continuidad en el futuro. Estas decisiones pueden tomarse mejor si todos los ciudadanos tienen algunos conocimientos científicos.

TABLA P.2 Algunos descubrimientos científicos y tecnológicos importantes

Descubrimiento	Fecha	Nombre	País
Ley de la gravedad	1687	Isaac Newton	Inglaterra
Oxígeno	1774	Joseph Priestley	Inglaterra
Pila eléctrica	1800	Alessandro Volta	Italia
Teoría atómica	1803	John Dalton	Inglaterra
Anestesia, éter	1842	Crawford Long	EE. UU.
Nitroglicerina	1847	Ascanio Sobrero	Italia
Teoría de los gérmenes	1865	Louis Pasteur	Francia
Cirugía antiséptica	1865	Joseph Lister	Inglaterra
Descubrimiento de los ácidos nucleicos	1869	Friedrich Miescher	Suiza
Radiactividad	1896	Henri Becquerel	Francia
Descubrimiento del radio	1898	Marie and Pierre Curie	Francia
Teoría cuántica	1900	Max Planck	Alemania
Teoría de la relatividad	1905	Albert Einstein	Alemania
Identificación de los componentes del ADN y el ARN	1909	Phoebus Theodore Levene	EE. UU.
Insulina	1922	Frederick Banting, Charles Best, John Macleod	Canadá
Penicilina	1928	Alexander Fleming	Inglaterra
Nylon	1937	Wallace Carothers	EE. UU.
Descubrimiento del ADN como material genético	1944	Oswald Avery	EE. UU.
Obtención sintética de los elementos transuránidos	1944	Glenn Seaborg, Arthur Wahl, Joseph Kennedy, Albert Ghiorso	EE. UU.
Determinación de la estructura del ADN	1953	Francis Crick, Rosalind Franklin, James Watson	Inglaterra
Vacuna de la polio	1954	Jonas Salk	EE. UU.
	1957	Albert Sabin	EE. UU.
Láser	1958	Charles Townes	EE. UU.
	1960	Theodore Maiman	EE. UU.
Teléfonos móviles	1973	Martin Cooper	EE. UU.
Imágenes por resonancia magnética (MRI)	1980	Paul Lauterbur	EE. UU.
Hidrocloruro de fluoxetina	1988	Ray Fuller	EE. UU.
Inhibidor de la proteasa HIV	1995	Joseph Martin, Sally Redshaw	EE. UU.

P.3 UN PLAN DE ESTUDIO PARA APRENDER QUÍMICA

EL OBJETIVO ES...

desarrollar un plan de estudio para aprender química.

En este momento estás estudiando Química, quizás por primera vez. Sean cuales sean las razones por las que estás estudiando química, debes mirar hacia delante para aprender muchas ideas nuevas y excitantes.

Características que posee este texto y que te ayudan a estudiar química

Este texto se ha diseñado con una serie de ayudas al estudio adecuadas para diferentes estilos de aprendizaje. En la parte interior de la portada encontrarás la tabla periódica de los elementos, que proporciona información sobre los mismos. En la parte interior de la contraportada hallarás algunas tablas con información útil y necesaria para el estudio de la Química. Cada capítulo comienza con un índice que señala los puntos importantes del capítulo. El objetivo de aprendizaje, señalado al comienzo de cada sección, proporciona una visión previa de los

Química y medioambiente

El DDT, buen pesticida, mal pesticida

El DDT (diclorodifeniltricloroetano) fue durante un tiempo uno de los pesticidas usados más habitualmente. Aunque se sintetizó por primera vez en 1874, no se utilizó como insecticida hasta 1939. Antes del uso generalizado del DDT, las enfermedades transmitidas por los insectos, como la malaria y el tifus, estaban difundidas por muchos lugares del mundo. Paul Mueller, que descubrió que el DDT era un eficaz insecticida, fue considerado el salvador de muchas vidas y recibió el Premio Nobel de medicina y fisiología en 1948. El DDT era considerado el pesticida ideal, ya que era tóxico para muchos insectos, tenía una toxicidad baja para el hombre y los animales, y su preparación era barata.

En los Estados Unidos, el DDT se empleó profusamente tanto en jardines domésticos como en campos de cultivo, especialmente de algodón y de soja. Debido a su estructura química estable, el DDT no se degrada rápidamente en el medioambiente, lo que significa que no es necesario aplicarlo muy a menudo. Al principio, todo el mundo estaba satisfecho con el DDT, tanto por aumentar los rendimientos de las cosechas como por mantener controladas enfermedades como la malaria y el tifus.

Sin embargo, a principios de los años 50, comenzaron a aparecer problemas atribuidos al DDT. Los insectos se habían hecho más resistentes al pesticida. Al mismo tiempo, aumentó la preocupación pública sobre el impacto a largo plazo de una sustancia que podía permanecer en el medioambiente durante tantos años. Los sistemas metabólicos del hombre y de los animales no podían degradar el DDT, que es soluble en grasas, pero no en agua, y que se almacena en los tejidos grasos del cuerpo. Aunque la concentración del DDT aplicado en los cultivos era muy baja, la concentración de DDT encontrada en peces y en pájaros que se alimentaban de peces era hasta 10 millones de veces más grande. Aunque los pájaros no fallecían directamente, se descubrió que el DDT reducía la cantidad de calcio de las cáscaras de sus huevos. Como resultado, los huevos que estaban incubando se rompían antes de tiempo. Debido a estas dificultades en la reproducción, la población de aves como el águila calva y los pelícanos marrones disminuyó considerablemente.

En 1972 se prohibió el uso del DDT en los Estados Unidos. La EPA informó de que en 1978 los valores de DDT habían disminuido en un 90% en los peces del lago Michigan. Hoy en día, nuevos tipos de pesticidas, más solubles en agua y que no persisten en el medioambiente, han reemplazado a los de larga duración, como el DDT. Sin embargo, estos nuevos pesticidas son mucho más tóxicos para el hombre.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

El método científico: pensar como un científico

P.7 Identifica cada una de las frases siguientes como una observación (O), una hipótesis (H), un experimento (E) o una teoría (T). En un restaurante chino en el que Chang es el chef principal, ocurre lo siguiente:

a. Chang determina que han disminuido las ventas de la ensalada del chef.
b. Chang decide que la ensalada del chef necesita un nuevo aderezo.
c. En una prueba de sabores, se preparan cuatro boles de lechuga con cuatro nuevos aderezos: semillas de sésamo, aceite y vinagre, queso azul y anchoas.
d. Los probadores deciden que el aderezo con mejor sabor es el de semillas de sésamo.
e. Después de 2 semanas, Chang constata que las ventas de la ensalada del chef se han duplicado.
f. Chang decide que el aderezo de sésamo mejora las ventas de la ensalada del chef porque dicho aderezo mejora el sabor de la ensalada.

P.8 Identifica cada una de las frases siguientes como una observación (O), una hipótesis (H), un experimento (E) o una teoría (T). Lucía desea desarrollar un proceso para teñir camisetas de forma que no se decoloren al lavarlas. Procede a llevar a cabo las siguientes actividades:

a. Lucía se da cuenta de que el tinte en un diseño de camisetas se decolora al lavarlas.
b. Lucía decide que el tinte necesita algo que lo ayude a permanecer en la tela de la camiseta.
c. Vierte una mancha de tinte en cuatro camisetas y coloca cada una de ellas por separado en agua, agua salada, vinagre y agua con bicarbonato.
d. Después de 1 hora, saca todas las camisetas y las lava con un detergente.
e. Lucía observa que el tinte se ha decolorado en las camisetas que habían estado en agua, en agua salada y en agua con bicarbonato, mientras que el tinte mantiene su intensidad de color en la que había permanecido en vinagre.
f. Lucía piensa que el vinagre se une al tinte, por lo que éste no se decolora al lavar la camiseta.

conceptos que se van a aprender. Al final del libro dispones de un glosario/índice completo que podrás consultar siempre que quieras.

Antes de empezar a leer cada capítulo, debes tener una visión general de los puntos a tratar revisando el índice («En esta unidad...»). Al empezar a leer cada sección del capítulo, lee su título y transfórmalo en una pregunta. Por ejemplo, en la sección P.1 «La química y los productos químicos», reescribe la frase como una pregunta que diga «¿Qué es la química?» o «¿Qué son los productos químicos?». Cuando estés preparado para leer la sección, revisa el objetivo de aprendizaje («El objetivo es...»), que informa sobre lo que se pretende conseguir. Al leer, intenta contestar la pregunta que formulaste al comienzo. Cuando llegues a un «Ejercicio resuelto», dedica el tiempo necesario para avanzar paso a paso, intentando resolver el ejercicio, similar pero sin respuesta, de «¡Ahora tú!» y comprobando tu respuesta al final del capítulo. Si la respuesta no concuerda, vuelve a repasar la sección. Por último, al finalizar cada sección, trabaja los «Ejercicios y problemas» para practicar inmediatamente los conceptos aprendidos y la resolución de problemas relacionados con los mismos.

A lo largo de cada capítulo existen unos recuadros llamados «Química y salud» y «Química verde», que relacionan los conceptos químicos que se están estudiando con situaciones de la vida cotidiana. Muchas de las figuras y diagramas emplean ilustraciones «de lo macro a lo micro» para representar el nivel de organización atómica de los objetos habituales. Estos modelos visuales ilustran los conceptos descritos en el texto y permiten «ver» el mundo de forma microscópica.

Al final de cada capítulo hay varias herramientas complementarias para el estudio. Las secciones «¡De un vistazo!» y «Mapa conceptual» proporcionan un resumen y muestran las interconexiones entre los conceptos importantes. «Términos clave» recopila los términos en negrita que habrás ido viendo a lo largo del texto. «Comprender los conceptos» es una sección formada por un conjunto de preguntas que utilizan dibujos y estructuras para ayudar en la visualización de los conceptos. «Cuestiones y problemas adicionales» y «¡Acepta el reto!» proporcionan ejercicios extra para comprobar si se han entendido los conceptos del capítulo. Por último, en esta parte del capítulo podrás comprobar las respuestas a «¡Ahora tú!» y a los «Ejercicios y problemas» seleccionados.

Utilizar el aprendizaje activo para aprender química

Un estudiante que utiliza el aprendizaje activo interacciona con las ideas químicas mientras lee el texto y atiende en clase. Veamos cómo lo hace.

Leer y practicar la resolución de problemas implica estar en una relación activa de estudio, lo que favorece el proceso de aprendizaje. De esta forma, se aprenden pequeñas cantidades de información de forma paulatina y se establecen las bases necesarias para entender la siguiente sección. Además se pueden encontrar cuestiones sobre lo que se ha leído que pueden preguntarse al profesor o al instructor de laboratorio. En la tabla P.3 se resumen estos pasos del aprendizaje activo. El tiempo que se pasa en clase también puede ser útil como tiempo de aprendizaje. Manteniéndose al día de la marcha de las clases y leyendo el material asignado antes de las mismas, se toma conciencia de los nuevos términos y conceptos a aprender. Algunas cuestiones que se planteen durante esta lectura pueden ser resueltas en clase. Si no es así, siempre se puede pedir al profesor que las aclare.

Muchos estudios actuales indican que estudiar en grupo puede ser beneficioso para el aprendizaje de numerosos estudiantes. En un grupo, los estudiantes se motivan unos a otros, cubren las lagunas y corrigen los errores de concepto enseñando y aprendiendo juntos. El estudio en solitario no permite el proceso de corrección que tiene lugar cuando se trabaja con un grupo de estudiantes de la misma clase. En un grupo, pueden aprenderse las ideas más a conciencia al discutir lo leído y la resolución de los problemas con otros estudiantes. Esperar a estudiar la noche previa al examen no permite comprender los conceptos y hace imposible practicar la resolución de los problemas. Pueden ignorarse u olvidarse ideas importantes para el examen.

TABLA P.3 Pasos del aprendizaje activo

1. Leer el índice de contenidos del capítulo («En esta unidad...») para obtener una visión general del tema.
2. Formular una pregunta a partir del título de la sección que se va a leer.
3. Leer la sección buscando la respuesta a esa pregunta.
4. Comprobar los propios conocimientos realizando los «Ejercicios resueltos» y el apartado «¡Ahora tú!» de cada sección.
5. Completar los «Ejercicios y problemas» que hay al final de cada sección y comprobar las respuestas a los ejercicios impares al final del capítulo.
6. Pasar a la siguiente sección y repetir los pasos anteriores.

Pensar de forma científica sobre la metodología de estudio

Al entrar en el mundo de la química resulta conveniente pararse a pensar en cómo abordar el estudio y el aprendizaje de la Química. Deberían tenerse en cuenta algunas de las ideas que se relacionan en la siguiente lista y comprobar cuáles pueden ayudarnos a aprender Química satisfactoriamente. El compromiso comienza ahora. El éxito depende de ti.

Mi forma de estudiar la química debería incluir los siguientes puntos:

——— Revisar los objetivos de aprendizaje
——— Llevar al día un cuaderno de problemas
——— Leer el libro como un lector activo
——— Comprobar mis conocimientos resolviendo los problemas de cada capítulo y comprobando las soluciones en el texto
——— Leer el capítulo antes de la clase
——— Utilizar el aprendizaje activo durante la clase
——— Asistir a clase
——— Organizar un grupo de estudio
——— Acudir al profesor en sus horas de despacho o tutoría
——— Acudir a las sesiones de repaso
——— Organizar mis propias sesiones de repaso
——— Estudiar tan a menudo como pueda aunque sea poco cada vez

EJERCICIO RESUELTO P.3

Metodología de estudio para aprender química

¿Cuáles de las siguientes actividades se incluirían en un plan de estudio para aprender química con éxito?

a. Faltar a clase.
b. Formar un grupo de estudio.
c. Llevar al día un cuaderno de problemas.
d. Esperar a estudiar la noche anterior al examen.
e. Utilizar el aprendizaje activo.

SOLUCIÓN

El éxito en el estudio se puede incrementar si:

b. Se forma un grupo de estudio.
c. Se lleva al día un cuaderno de problemas.
e. Se utiliza el aprendizaje activo.

¡AHORA TÚ!

¿Cuáles de las siguientes acciones ayudarían a aprender química?

a. Faltar a las sesiones de repaso.
b. Trabajar los problemas asignados.
c. Acudir a las horas de tutorías del profesor.
d. No acostarse la noche anterior al examen.
e. Leer lo propuesto por el profesor antes de clase.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

El método científico: pensar como un científico

P.9 Un compañero de clase pide ayuda para aprender química. ¿Cuáles de las siguientes acciones le sugerirías?
a. Formar un grupo de estudio.
b. Faltar a clase.
c. Acudir al profesor en sus horas de tutoría.
d. Esperar a la víspera del examen para estudiar.
e. Realizar un aprendizaje activo.

P.10 Un compañero de clase te pide ayuda para aprender química. ¿Cuáles de las siguientes acciones le sugerirías?
a. Hacer los problemas asignados.
b. No leer el libro; nunca encuentras en el texto lo que buscas.
c. Acudir a las sesiones de repaso.
d. Leer el texto que se va a trabajar en clase el día anterior.
e. Llevar al día un cuaderno de problemas.

MAPA CONCEPTUAL

¡DE UN VISTAZO!

P.1 La química y los productos químicos

El objetivo es... definir el término *química* e identificar las sustancias como productos químicos.

La química es el estudio de la composición de las sustancias y de la forma en que interaccionan con otras sustancias. Un producto químico es cualquier sustancia que se usa o se forma en un proceso químico.

P.2 El método científico: pensar como un científico

El objetivo es... describir las actividades que son parte del método científico.

El método científico es un proceso que sirve para explicar los fenómenos naturales. Este proceso comienza con observaciones, hipótesis y experimentos, que pueden llevar a una teoría siempre y cuando los resultados experimentales apoyen dicha hipótesis. La tecnología supone la aplicación de la información científica a los usos industriales y comerciales.

P.3 Un plan de estudio para aprender química

El objetivo es... desarrollar un plan de estudio para aprender química.

Un plan de estudio para aprender química utiliza las herramientas visuales del texto y desarrolla una aproximación al aprendizaje activo para el estudio. Usando los objetivos de aprendizaje del capítulo («El objetivo es...») y trabajando los «Ejercicios resueltos» y los «¡Ahora tú!» así como los «Ejercicios y problemas» al final de cada sección, un estudiante puede aprender de forma satisfactoria los conceptos de química.

TÉRMINOS CLAVE

Experimento Procedimiento para comprobar la validez de una hipótesis.

Hipótesis Explicación no verificada de un fenómeno natural.

Método científico Proceso de realizar observaciones, proponer una hipótesis, comprobar la hipótesis y desarrollar una teoría que explique un suceso natural.

Observación Información determinada por la constatación y anotación de un fenómeno natural.

Producto químico Sustancia empleada o formada en un proceso químico.

Química Ciencia que estudia la composición de las sustancias y la forma en que interaccionan con otras sustancias.

Sustancia Tipo particular de materia que tiene la misma composición y propiedades en cualquier parte en la que se encuentre.

Teoría Explicación de una observación que ha sido validada por experimentos que confirman una hipótesis.

COMPRUEBA TUS CONOCIMIENTOS

P.11 Según Sherlock Holmes, «se deben seguir las reglas de la investigación científica, recogiendo, observando y comprobando los datos, formulando, modificando y eliminando hipótesis a continuación, hasta que solo quede una». ¿Sigue Sherlock el método científico? ¿Por qué sí o por qué no?

P.12 En *Un escándalo en Bohemia*, Sherlock Holmes recibe una misteriosa nota. Él afirma: «Todavía no tengo datos. Es un error garrafal teorizar antes de poseer datos. Sin darse uno cuenta, comienza a retorcer los hechos para que encajen en las teorías en lugar de modificar las teorías para que encajen en los hechos». ¿Qué quería decir Sherlock?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS ADICIONALES

P.13 Clasifica cada una de las siguientes sentencias como una observación o una hipótesis:

a. El aluminio funde a 660 °C.

b. Los dinosaurios se extinguieron cuando un enorme meteorito chocó contra la tierra y generó una enorme nube de polvo que disminuyó considerablemente la cantidad de luz que llegaba a la tierra.

c. La carrera de los 100 metros se corrió en 9,8 segundos.

P.14 Clasifica cada una de las siguientes sentencias como una observación o una hipótesis:

a. El análisis de diez platos de cerámica indica que cuatro de ellos contenían niveles de plomo superiores a los permitidos por la legislación vigente.

b. Las estatuas de mármol sufren corrosión por la lluvia ácida.

c. Las estatuas se corroen en la lluvia ácida porque tiene la suficiente acidez como para disolver el carbonato cálcico, la sustancia principal del mármol.

¡ACEPTA EL RETO!

P.15 Clasifica cada una de las siguientes aseveraciones como una observación, una hipótesis o un experimento:
a. El neumático de la bicicleta está deshinchado.
b. Si se añade aire al neumático de la bicicleta se hincha hasta el tamaño adecuado.
c. Cuando se añadió aire al neumático de la bicicleta, permaneció desinflado.
d. El neumático de la bicicleta debe tener un pinchazo.

P.16 Clasifica cada una de las siguientes aseveraciones como una observación, una hipótesis o un experimento:
a. Un tronco grande en la chimenea no arde bien.
b. Si se corta el tronco en piezas más pequeñas, arderá mejor.
c. Las piezas de madera más pequeñas arden dando más llama y proporcionan un fuego más cálido.
d. Las piezas de madera más pequeñas se queman más rápidamente que el tronco grande.

RESPUESTAS

Respuestas de *¡Ahora tú!*

P.1 a, b y d

P.2 **a.** E **b.** O **c.** H

P.3 b, c y e

Respuestas de los *Ejercicios y problemas* seleccionados

P.1 Se encuentran muchos productos químicos en la lista de los componentes de un frasco de vitaminas como pueden ser la vitamina A, vitamina B_3, vitamina B_{12}, ácido fólico, etc.

P.3 No. Todos los ingredientes de la lista son productos químicos.

P.5 Una de las ventajas de un pesticida es que elimina los insectos que se comen o dañan las cosechas. Una desventaja es que puede destruir insectos beneficiosos o quedar retenido en una cosecha que puede ser ingerida por animales o por el hombre.

P.7 **a.** O **b.** H **c.** E **d.** O **e.** O **f.** T

P.9 a, c y e

P.11 Sí. Las investigaciones de Sherlock incluyen observaciones (recopilar datos), formulación de una hipótesis, comprobación de la hipótesis y modificaciones de la misma hasta que una de ellas es válida.

P.13 **a.** observación **b.** hipótesis **c.** observación

P.15 **a.** observación **b.** hipótesis **c.** experimento **d.** hipótesis

1 Medidas

EN ESTA UNIDAD...

1.1 Unidades de medida

1.2 Notación científica

1.3 Números medidos y cifras significativas

1.4 Cifras significativas en cálculos

1.5 Prefijos y equivalencias

1.6 Cómo escribir factores de conversión

1.7 Resolución de problemas

1.8 Densidad

«Prácticamente todas nuestras actividades de enfermería implican la toma de medidas», nos comenta la enfermera Vicki Miller. «Cuando recibo las órdenes de un doctor para administrar una medicación, lo primero que hago es verificarlas. Después extraigo cuidadosamente el volumen adecuado para una inyección intravenosa o para preparar un vial con la dosis necesaria. Algunas dosis se especifican según el peso del paciente; en estos casos, mido su peso y preparo la dosis adecuada».

Las enfermeras toman medidas cuando controlan la temperatura, el peso, la altura o la presión arterial. Las medidas se emplean para determinar las cantidades necesarias para preparar las inyecciones o la medicación y para conocer los volúmenes de líquidos ingeridos y excretados. Tras cada medición, las cantidades y unidades quedan registradas en el historial del paciente.

the Chemistry place

Visita **www.chemplace.com** y encontrarás cuestiones adicionales, tutoriales interactivos, información profesional, diapositivas en PowerPoint para repasar el capítulo, ayuda para resolver las operaciones matemáticas y casos prácticos.

La química y las medidas constituyen una parte importante de nuestra vida cotidiana. En los periódicos se informa sobre los niveles de sustancias tóxicas en el suelo, los terrenos de cultivo o el agua. Leemos sobre la presencia de radón en nuestros hogares, sobre los agujeros en la capa de ozono, los ácidos grasos *trans*, el calentamiento global o el análisis de ADN. El conocimiento de la química y de las medidas nos permite tomar muchas decisiones en nuestra vida diaria.

Reflexiona sobre un día normal en tu vida: probablemente ya hayas realizado algunas medidas. Quizás hayas medido tu peso subiéndote a una báscula y, si no te sentías bien, te habrás tomado la temperatura. Para preparar una sopa, habrás añadido 2 vasos de agua al contenido del sobre. Si te detuviste a echar gasolina, habrás observado cómo el surtidor medía los litros con los que llenabas el depósito del coche.

Las medidas son una parte fundamental de carreras sanitarias como Enfermería, Odontología, Neumología, Nutrición o Veterinaria. La temperatura, el peso y la altura de los pacientes se miden y se registran en sus historiales. También se recogen muestras de sangre y orina que se envían al laboratorio para que los técnicos midan los valores de glucosa, pH, urea o proteínas.

Al aprender acerca de las medidas, desarrollarás habilidades para la resolución de problemas y aprenderás a trabajar con los números en química. Si estás interesado en una carrera sanitaria, las medidas y la comprensión de las cantidades medidas serán una parte importante de la valoración de la salud que realices a tus futuros pacientes.

1.1 UNIDADES DE MEDIDA

EL OBJETIVO ES...

escribir los nombres y símbolos de las unidades empleadas en la medida de la longitud, el volumen y la masa.

Los científicos y los profesionales de la salud en todo el mundo emplean el **sistema métrico,** que es el sistema de medida en la mayoría de países. En 1960, los científicos adoptaron una modificación del sistema métrico, llamada Sistema Internacional de Unidades —Système International **(SI)**—, con el objetivo de conseguir una uniformidad adicional de las unidades empleadas en las disciplinas científicas. En este texto, generalmente se emplearán unidades métricas, pero también se introducirán algunas de las unidades del SI que se utilizan hoy en día, tal y como se recoge en la tabla 1.1.

Longitud

La unidad de longitud, tanto en el sistema métrico como en el internacional, es el **metro (m).** Equivale a 39,4 pulgadas (inches, in.), por lo que es ligeramente más largo que una yarda (yd). El **centímetro (cm)** es una unidad de longitud más pequeña, aproximadamente como el ancho del dedo meñique, y se utiliza frecuentemente en química. Como comparación, en 1 pulgada (in.) caben 2,54 centímetros (fig. 1.1).

$$1\ \text{m} = 100\ \text{cm}$$
$$1\ \text{m} = 39{,}4\ \text{in.}$$
$$2{,}54\ \text{cm} = 1\ \text{in.}$$

Volumen

El **volumen** se define como el espacio ocupado por una sustancia. Para medir el volumen se emplea habitualmente el **litro (l),** ligeramente mayor que el cuarto de galón (qt). El

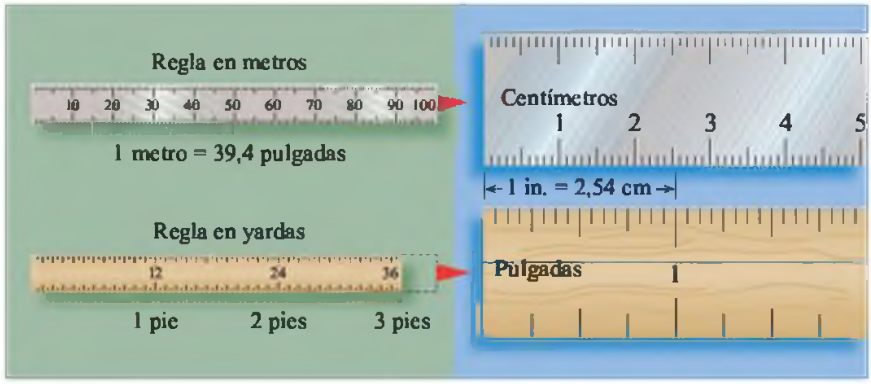


FIGURA 1.1 La medida de longitud en el sistema internacional (SI) se basa en el metro, que es ligeramente más largo que la yarda.
P ¿Cuántos centímetros hay en una pulgada?

mililitro (ml) es más útil para medir volúmenes pequeños de fluidos en hospitales o laboratorios. En la figura 1.2 se muestra una comparación entre las unidades métricas y las estadounidenses.

$$1\ \text{l} = 1000\ \text{ml}$$
$$1\ \text{l} = 1{,}06\ \text{qt}$$
$$946\ \text{ml} = 1\ \text{qt}$$

Masa

La **masa** de un objeto es la medida de la cantidad de sustancia que este posee. En general, se asocia el término *peso* a la masa, pero son cosas distintas. El peso es la medida de la fuerza con la cual un cuerpo actúa sobre un punto de apoyo a causa de la atracción de este cuerpo por la fuerza de la gravedad. Sobre la superficie de la Tierra, un astronauta con una masa de 75,0 kg pesa 735 Newton (N). En la luna, donde la fuerza de la gravedad es de solo la sexta parte que la de la Tierra, un astronauta pesa 122 N. Sin embargo, su masa es idéntica a la que tenía en la Tierra, 75,0 kg. Los científicos miden la masa en lugar del peso, ya que la masa no depende de la gravedad.

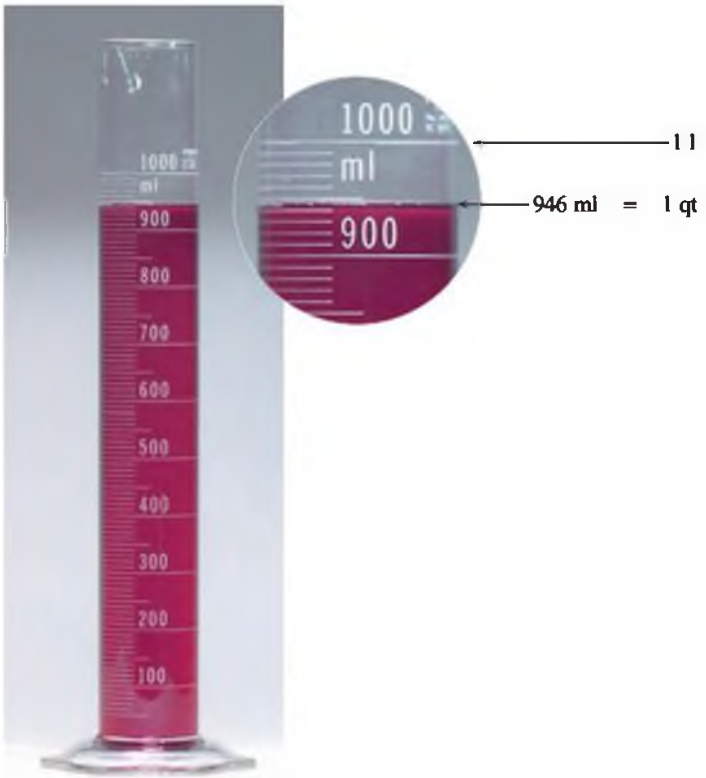


FIGURA 1.2 El volumen es el espacio ocupado por una sustancia. En el sistema métrico la medida del volumen se basa en el litro, que es ligeramente mayor que el cuarto.
P ¿Cuántos mililitros hay en 1 cuarto?

En el sistema métrico, la unidad de masa es el **gramo (g).** La unidad de masa del SI, el **kilogramo (kg),** se emplea para masas mayores, como la del cuerpo humano. Se necesitan 2,20 libras (lb) para completar 1 kg, y 454 g equivalen a 1 libra.

1 kg = 1000 g
1 kg = 2,20 lb
4,54 g = 1 lb

En los laboratorios de química, se emplean balanzas para medir la masa de las sustancias, como se muestra en la figura 1.3.

FIGURA 1.3 En la pantalla digital de esta balanza electrónica la masa aparece en gramos.
P ¿Cuántos gramos hay en 1 libra de caramelos?

Temperatura

Habitualmente, utilizamos termómetros para comprobar lo caliente que está alguna cosa, para medir el frío que hace en la calle o para saber si tenemos fiebre (fig. 1.4). La **temperatura** de un objeto nos indica lo frío o caliente que está. En el sistema métrico la temperatura se mide en la escala Celsius. En la **escala de temperatura Celsius (°C),** el agua se congela a 0 °C y entra en ebullición a 100 °C. En la escala de temperatura Fahrenheit (°F), el agua se congela a 32 °F y entra en ebullición a 212 °F. En el SI la temperatura se mide con la **escala de temperatura Kelvin (K),** en la cual a la temperatura más baja se le asigna 0 K. Las relaciones entre las distintas escalas de temperatura se discutirán en el capítulo 2.

FIGURA 1.4 Los termómetros se utilizan para medir la temperatura de las sustancias.
P ¿Qué medidas de temperatura has realizado hoy?

Tiempo

El tiempo normalmente se mide en años, días, minutos o segundos. La unidad de tiempo utilizada tanto en el sistema métrico como en el SI es el **segundo (s).** En la actualidad, el patrón para determinar lo que es un segundo es un reloj atómico. En la tabla 1.1 se muestra una comparación entre las unidades de medida del sistema métrico y del SI.

TABLA 1.1 Unidades de medida

Medida	Sistema métrico	Sistema internacional
Longitud	Metro (m)	Metro (m)
Volumen	Litro (l)	Metro cúbico (m^3)
Masa	Gramo (g)	Kilogramo (kg)
Tiempo	Segundo (s)	Segundo (s)
Temperatura	Celsius (°C)	Kelvin (K)

EJERCICIO RESUELTO 1.1

Unidades de medida

Indica la magnitud (masa, longitud, volumen, temperatura o tiempo) para cada una de las siguientes medidas:

a. 45,6 kg **b.** 1,896 l **c.** 14 s **d.** 45 m **e.** 315 K

SOLUCIÓN

a. masa **b.** volumen **c.** tiempo **d.** longitud **e.** temperatura

¡AHORA TÚ!

Escribe el nombre y el símbolo de la unidad del sistema métrico que emplearías para expresar lo siguiente:

a. longitud de un campo de fútbol
b. temperatura durante el día
c. masa de sal de un salero

Las respuestas a los ejercicios de autoevaluacion «¡Ahora tú!» se encuentran al final de este capítulo, en la sección de «Respuestas». Al comprobar tus respuestas, descubrirás si has comprendido los conceptos introducidos en esta sección.

Investiga tu entorno

Unidades en las etiquetas

Lee las etiquetas de distintos productos como azúcar, sal, refrescos, vitaminas o pasta de dientes.

PREGUNTAS

1. ¿Qué unidades del sistema métrico o del SI aparecen en las etiquetas?
2. ¿Qué tipo de medida (masa, volumen, etc.) indican?
3. Escribe las cantidades mostradas en el sistema métrico o en el internacional empleando un número acompañado de la unidad correspondiente.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Unidades de medida

A lo largo de los capítulos ten en cuenta que los ejercicios y problemas impares (en color magenta) están relacionados con el ejercicio posterior; por ello, podrás comprobar las respuestas a los mismos al final del capítulo antes de continuar.

1.1 Compara las unidades que usaría un alumno europeo con las que emplearía uno estadounidense para medir lo siguiente:
- **a.** masa
- **b.** altura
- **c.** cantidad de gasolina para llenar un depósito
- **d.** temperatura

1.2 Supón que un amigo te proporciona los siguientes datos. ¿Por qué las frases son confusas y cómo las aclararías utilizando unidades del sistema métrico?
- **a.** Hoy fui en bici a 15.
- **b.** Mi perro pesa 25.
- **c.** Hoy hace calor. Hay 30.
- **d.** La semana pasada adelgacé 1,5.

1.3 ¿Cuál es la unidad y la magnitud medida (masa, volumen, temperatura, longitud o tiempo) para las siguientes cantidades?
- **a.** 4,8 m
- **b.** 325 g
- **c.** 1,5 ml
- **d.** 480 s
- **e.** 28 °C

1.4 ¿Cuál es la unidad y la magnitud medida (masa, volumen, temperatura, longitud o tiempo) para las siguientes cantidades?
- **a.** 0,8 l
- **b.** 3,6 m
- **c.** 4 kg
- **d.** 35 g
- **e.** 373 K

1.2 NOTACIÓN CIENTÍFICA

EL OBJETIVO ES...

emplear la notación científica para expresar números grandes y pequeños.

Notación científica

En química generalmente se utilizan números muy grandes y muy pequeños. Podemos medir algo tan delgado como un cabello humano, que mide 0,000 008 m; o puede interesarnos contar el número de cabellos de un cuero cabelludo normal, que ronda los 100 000 (en esta sección se han incluido espacios para poder contar los dígitos de los números más fácilmente). Para escribir estos números tan pequeños o tan grandes, es mucho más cómodo hacerlo con notación científica.

Objeto	Valor	Notación científica
Anchura de un cabello humano	0,000 008 m	8×10^{-6} m
Cabellos en el cuero cabelludo	100 000 cabellos	1×10^{5} cabellos

Cómo escribir un número en notación científica

Un número escrito en **notación científica** consta de dos partes: un coeficiente y una potencia de 10. Por ejemplo, el número 2400 en notación científica es $2{,}4 \times 10^3$. El coeficiente es 2,4, y el término 10^3 indica la potencia de 10. El coeficiente se determina moviendo la coma tres lugares a la izquierda para dar un número entre 1 y 9. Como se ha desplazado la coma tres lugares a la izquierda, la potencia de 10 es un 3 positivo, lo que se escribe como 10^3. Para un número mayor que uno, la potencia de 10 es positiva.

$$2\,4\,0\,0 = 2{,}4 \times 1000 = 2{,}4 \times 10 \times 10 \times 10 = 2{,}4 \times 10^3$$

← 3 lugares Coeficiente Potencia de 10

Cuando se escribe en notación científica un número menor que uno, la potencia de 10 es negativa. Por ejemplo, para escribir el número 0,000 86 en notación científica, la coma se mueve a la derecha cuatro posiciones para dar un coeficiente de 8,6. Al moverse la coma cuatro posiciones a la derecha, la potencia de 10 es de cuatro negativos o 10^{-4}.

$$0{,}0086 = \frac{8{,}6}{10\,000} = \frac{8{,}6}{10 \times 10 \times 10 \times 10} = 8{,}6 \times 10^{-4}$$

4 lugares → Coeficiente Potencia de 10

En la tabla 1.2 pueden verse algunos ejemplos de números escritos como potencias de 10 positivas y negativas. La potencia de 10 sirve en realidad para determinar la posición de la coma en el número decimal. En la tabla 1.3 se recogen algunos ejemplos de medidas en las que se emplean la notación científica.

TABLA 1.2 Algunas potencias de 10

Número	Múltiplos de 10	Notación científica	
10 000	$10 \times 10 \times 10 \times 10$	1×10^4	
1 000	$10 \times 10 \times 10$	1×10^3	
100	10×10	1×10^2	Potencias de 10 positivas
10	0	1×10^1	
1	10	1×10^0	
0,1	$\frac{1}{10}$	1×10^{-1}	
0,01	$\frac{1}{10} \times \frac{1}{10} = \frac{1}{100}$	1×10^{-2}	Potencias de 10 negativas
0,001	$\frac{1}{10} \times \frac{1}{10} \times \frac{1}{10} = \frac{1}{1\,000}$	1×10^{-3}	
0,0001	$\frac{1}{10} \times \frac{1}{10} \times \frac{1}{10} \times \frac{1}{10} = \frac{1}{10\,000}$	1×10^{-4}	

TABLA 1.3 Algunas medidas escritas en notación científica

Objeto medido	Medida	Notación científica
Diámetro terrestre	12 800 000 m	$1{,}28 \times 10^{7}$ m
Volumen de gasolina consumida en EE. UU. al año	550 000 000 000 l	$5{,}5 \times 10^{11}$ l
Tiempo que la luz del Sol tarda en llegar a la Tierra	500 s	5×10^{2} s
Masa de una persona	68 kg	$6{,}8 \times 10^{1}$ kg
Masa de un colibrí	0,002 kg	2×10^{-3} kg
Longitud de un virus de la varicela	0,000 000 3 m	3×10^{-7} m
Masa de una bacteria (micoplasma)	0,000 000 000 000 000 000 1 kg	1×10^{-19} kg

Notación científica y calculadoras

En la mayoría de las calculadoras se pueden escribir números en notación científica utilizando la tecla EE o EXP. Una vez que se ha escrito el coeficiente, se pulsa la tecla EXP (o EE) y se introduce el valor de la potencia de 10, ya que la tecla de la función EXP generalmente incluye el término $\times$ **10**. Para introducir una potencia de 10 negativa, se pulsa la tecla positivo/negativo (+/–) o negativo (–), dependiendo del modelo de calculadora. Esta tecla negativa **no** suele ser la misma que se emplea para ejecutar restas, y en algunas calculadoras hay que introducir el signo antes que el valor de la potencia.

Número a introducir	Método	Lectura en la pantalla
4×10^{6}	4 EXP (EE) 6	4 06 o 4^{06} o 4E06
$2{,}5 \times 10^{-4}$	2,5 EXP (EE) +/– 4	2,5 – 04 o $2{,}5^{-04}$ o 2,5E–04

Cuando en una calculadora se visualiza el resultado de una operación en notación científica, generalmente se muestra como un número de 1 a 9 seguido de un espacio y de la potencia de 10. Para transcribir este resultado, se escribe el número en cuestión seguido de «$\times$ 10» y se usa la potencia de 10 mostrada en la pantalla como el exponente.

Lectura en la pantalla	Expresado en notación científica
$7{,}52^{04}$ o 7,52E04	$7{,}52 \times 10^{4}$
$5{,}8^{-02}$ o 5,8E–02	$5{,}8 \times 10^{-2}$

En muchas calculadoras científicas, los números introducidos se pueden convertir a la notación científica empleando las teclas apropiadas. Por ejemplo, se puede introducir el número 0,000 52 y a continuación presionar las teclas de función 2 o 3 y la tecla SCI. La notación científica aparecerá en la pantalla como un coeficiente junto a la potencia de 10.

0,000 52 [teclas de función 2 o 3] [SCI] = $5{,}2^{-4}$ o 5,2 – 04 = $5{,}2 \times 10^{-4}$

Presiona Presiona Lectura en pantalla

EJERCICIO RESUELTO 1.2

Notación científica

Escribe las siguientes medidas en notación científica:

a. 350 g **b.** 0,000 16 l **c.** 5 220 000 m

SOLUCIÓN

a. $3{,}5 \times 10^{2}$ g **b.** $1{,}6 \times 10^{-4}$ l **c.** $5{,}22 \times 10^{6}$ m

¡AHORA TÚ!

Escribe las siguientes medidas en notación científica:

a. 425 000 m **b.** 0,000 000 8 g

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Notación científica

A lo largo de los capítulos ten en cuenta que los ejercicios y problemas impares (en color magenta) están relacionados con el ejercicio posterior; por ello, podrás comprobar las respuestas a los mismos al final del capítulo antes de continuar.

1.5 Escribe las siguientes medidas en notación científica:
a. 55 000 m **b.** 480 g **c.** 0,000 005 cm
d. 0,000 14 s **e.** 0,0072 l

1.6 Escribe las siguientes medidas en notación científica:
b. 180 000 000 g **b.** 0,000 06 m c. 750 000 g
c. 0,15 m e. 0,024 kg

1.7 ¿Qué número de cada pareja es mayor?
a. $7,2 \times 10^3$ o $8,2 \times 10^2$
b. $4,5 \times 10^{-4}$ o $3,2 \times 10^{-2}$
c. 1×10^4 o 1×10^{-4}
d. 0,000 52 o $6,8 \times 10^{-2}$

1.8 ¿Qué número de cada pareja es menor?
a. $4,9 \times 10^{-3}$ o $5,5 \times 10^{-6}$
b. 1250 o $3,4 \times 10^2$
c. 0,000 000 5 o 5×10^{-8}
d. 4×108 o 5×10^{-2}

1.3 NÚMEROS MEDIDOS Y CIFRAS SIGNIFICATIVAS

EL OBJETIVO ES...

determinar el número de cifras significativas en números medidos.

Siempre que se hace una medida se compara un objeto con un patrón o referencia. Por ejemplo, se puede usar una cinta métrica para medir la altura, una báscula para medir el peso o un termómetro para determinar la temperatura. Los **números medidos** son los números que se obtienen cuando se utiliza un aparato de medida para determinar la altura, el peso o la temperatura.

Números medidos

Supón que quieres medir la longitud de los objetos de la figura 1.5. Para ello utilizarías una regla con una escala marcada y, observando las líneas de la escala, determinarías la longitud de cada objeto. Posiblemente, las divisiones de la escala de tu regla sean de 1 cm. Otra regla, en cambio, podría tener divisiones cada 0,1 cm. Para indicar la longitud, primero observarías el valor numérico de la línea marcada y, finalmente, *estimarías* entre las líneas marcadas más pequeñas. Este valor estimado es el dígito final del número medido.

Por ejemplo, en la figura 1.5a el extremo del objeto está entre las líneas marcadas como 4 y 5 cm. Esto significa que la longitud es de 4 cm más un dígito estimado.

Si se estima que el extremo está en la mitad entre 4 y 5 cm, esta longitud se escribiría como 4,5 cm. Sin embargo, otra persona podría dar esta distancia como 4,4 cm. El último dígito de una medida puede diferir, ya que los distintos observadores no siempre estiman del mismo modo. La regla dibujada en la figura 1.5b tiene marcas cada 0,1 cm, por lo que con esta regla se puede estimar hasta la centésima parte de un centímetro (0,01 cm). Quizás tú escribirías la longitud del objeto como 4,55 cm, mientras que otra persona escribiría esa longitud como 4,56 cm. Ambos resultados son aceptables.

Siempre existe un grado de *incertidumbre* en las medidas. Cuando la longitud del objeto coincide con una línea marcada, se emplea un cero como dígito estimado. Por ejemplo, en la figura 1.5c, la longitud medida se escribe como 3,0 cm, no como 3 cm.

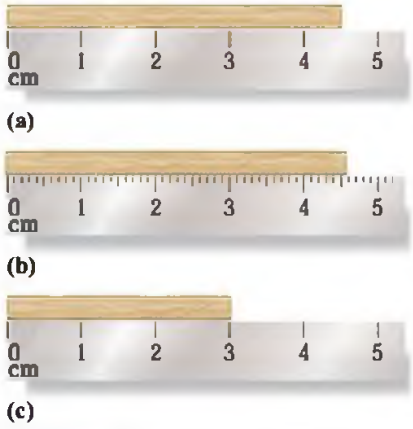


FIGURA 1.5 Las longitudes de los objetos rectangulares representados en la figura son **(a)** 4,5 cm y **(b)** 4,55 cm.
P ¿Cuál es la longitud del objeto representado en (c)?

TABLA 1.4 Cifras significativas en números medidos

Regla	Número medido	Número de cifras significativas
1. Un número es una *cifra significativa* si:		
a. No es cero	4,5 g	2
	122,35 m	5
b. Es un cero situado entre otros dígitos	205 m	3
	5,082 kg	4
c. Es un cero al final de un número decimal	50 l	2
	25,0 °C	3
	16,00 g	4
d. Es cualquier dígito en el coeficiente de un número que está escrito en notación científica	$4,0 \times 10^5$ m	2
	$5,70 \times 10^{-3}$ g	3
2. Un cero *no es significativo* si:		
a. Está al principio de un número decimal	0,0004 lb	1
	0,075 m	2
b. Se usa en un número grande sin coma decimal para marcar una posición	850 000 m	2
	1 250 000 g	3

Cifras significativas

WEB TUTORIAL
Significant Figures

En un número medido, las **cifras significativas** son todos los dígitos que lo forman, incluyendo el dígito estimado. Todas las cifras distintas de cero se consideran cifras significativas. Los ceros, en cambio, pueden ser significativos o no dependiendo de su posición en el número. La tabla 1.4 proporciona una serie de reglas y ejemplos para el recuento de cifras significativas.

Cuando en un número grande hay uno o más ceros que son significativos, es más fácil de visualizar si se escribe el número en notación científica. Por ejemplo, se puede mostrar que el primer cero de la medida 500 m es significativo escribiendo dicha medida como $5,0 \times 10^2$ m. De igual modo, en este libro, se asume la presencia de una coma después de un cero al final de un número. Por ejemplo, una medida escrita como 250 g tiene tres cifras significativas, incluyendo el cero, por lo que también se podría escribir como $2,50 \times 10^2$ g. Para facilitar los cálculos, se va a asumir que los ceros al final de números grandes no son significativos; es decir, se va a interpretar 400 000 g como 4×10^5 g.

Números exactos

Los **números exactos o puros** son números obtenidos del recuento de objetos o de una definición que compara dos unidades en el mismo sistema métrico. Imagínate que una persona te pregunta cuántos abrigos tienes en el armario, el número de bicicletas que tienes o las clases a las que asistes en la universidad: responderías contando las unidades correspondientes, para lo cual no necesitarías emplear ningún tipo de instrumento o herramienta de medida. Ahora supón que alguien te pregunta por el número de segundos que hay en 1 minuto. Sin necesidad de ningún instrumento de medida, darías la definición adecuada: en 1 minuto hay 60 segundos. Los números exactos no se miden, no tienen un número limitado de cifras significativas y no afectan al número de cifras significativas de una respuesta calculada. En la tabla 1.5 se pueden encontrar más ejemplos de números exactos.

TABLA 1.5 Ejemplos de números exactos

	Cantidades definidas	
Números contados	**Sistema EE. UU.**	**Sistema métrico**
8 rosquillas	1 pie = 12 in.	1 l = 1000 ml
2 balones de fútbol	1 qt = 4 tazas	1 m = 100 cm
5 cápsulas	1 lb = 16 onzas	1 kg = 1000 g

EJERCICIO RESUELTO 1.3

Números medidos y cifras significativas

Identifica cada uno de los siguientes números como medido o exacto, e indica el número de cifras significativas de los números medidos.

a. 42,2 g **b.** 3 huevos **c.** $5{,}0 \times 10^{-3}$ cm
d. 450 000 km **e.** 8 lápices

SOLUCIÓN

a. medido, tres **b.** exacto **c.** medido, dos
d. medido, dos **e.** exacto

¡AHORA TÚ!

Determina el número de cifras significativas de cada uno de los siguientes números medidos:
a. 0,000 35 g **b.** 2000 m **c.** 2,0045 l

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Números medidos y cifras significativas

1.9 Los números que se mencionan en las siguientes frases, ¿son exactos o medidos?
a. Un paciente pesa 75 kg.
b. La bolsa contiene 8 manzanas.
c. En el sistema métrico, 1 kg es igual a 1000 g.
d. La distancia de Madrid a Bruselas es de 1556 km.

1.10 Los números que se mencionan en las siguientes frases, ¿son exactos o medidos?
a. Hay 31 alumnos en el laboratorio.
b. La flor más antigua conocida vivió hace $1{,}20 \times 10^8$ años.
c. La mayor gema encontrada hasta la fecha, una aguamarina, tiene una masa de 104 kg.
d. Un análisis de sangre muestra un nivel de colesterol de 184 mg/dl.

1.11 En cada grupo de números, identifica los números medidos, en caso de que los haya.
a. 3 hamburguesas y 4 kg de carne
b. 1 mesa y 4 sillas
c. 0,075 lb de uvas y 350 g de mantequilla
d. 60 s = 1 min

1.12 En cada grupo de números, identifica los números medidos, en caso de que los haya.
a. 5 pizzas y 50,0 g de queso
b. 6 monedas y 16 g de níquel
c. 3 cebollas y 3 kg de patatas
d. 5 km y 5 coches

1.13 Indica en las siguientes medidas si los ceros son cifras significativas.
a. 0,0038 m **b.** 5,04 cm **c.** 800 l
d. $3{,}0 \times 10^{-3}$ kg **e.** 85 000 m

1.14 Indica en las siguientes medidas si los ceros son cifras significativas.
a. 20,05 g **b.** 5,00 m **c.** 0,000 02 l
d. 120 000 años **e.** $8{,}05 \times 10^2$ l

1.15 ¿Cuántas cifras significativas hay en cada una de las siguientes cantidades medidas?
a. 11,005 g **b.** 0,000 32 m **c.** 36 000 000 km
d. $1{,}80 \times 10^4$ g **e.** 0,8250 l **f.** 30,0 °C

1.16 ¿Cuántas cifras significativas hay en cada una de las siguientes cantidades medidas?
a. 20,60 ml **b.** 1036,48 g **c.** 4,00 m
d. 20,8 °C **e.** 60 800 000 g **f.** $5{,}0 \times 10^{-3}$ l

1.4 CIFRAS SIGNIFICATIVAS EN CÁLCULOS

En ciencia se miden muchas cosas: la longitud de una bacteria, el volumen de una muestra de gas, la temperatura de una mezcla de reacción o la masa de un objeto de hierro. Los números obtenidos con estas medidas se emplean generalmente en cálculos, por lo que el número de cifras significativas en los números medidos limita el número de cifras significativas que pueden darse en la respuesta calculada.

EL OBJETIVO ES...

ajustar los resultados calculados al número apropiado de cifras significativas.

El empleo de calculadoras generalmente permite hacer los cálculos más rápido, pero esto no quiere decir que las calculadoras puedan pensar por nosotros. Depende del usuario introducir correctamente los números, apretar las teclas necesarias y ajustar la lectura de la calculadora para proporcionar una respuesta con el número correcto de cifras significativas.

Redondeo

Para calcular el área de una alfombra que mide 5,5 m de largo por 3,5 m de ancho se multiplica 5,5 por 3,5 y se obtiene 19,25 como el área en metros cuadrados. Las medidas de la longitud y de la anchura solo tienen dos cifras significativas, lo que implica que el resultado calculado debe *redondearse* para que la respuesta tenga también dos cifras significativas: 19 m^2. En la respuesta no podemos dar las cuatro cifras que se obtienen al operar, porque no todas son significativas. Por ello, cuando obtengamos el resultado con una calculadora, deberemos determinar el número de cifras significativas del resultado y redondearlo utilizando las siguientes reglas.

Reglas para el redondeo

1. Si el primer dígito que va a ser eliminado es un 4 o *menor que 4*, este dígito y todos los que le siguen simplemente se eliminan del número.
2. Si el primer dígito que va a ser eliminado es un 5 o *mayor que 5*, el último dígito que se retiene en el número se incrementa una unidad.

	Tres cifras significativas	Dos cifras significativas
Ejemplo 1: 8,4234 se redondea a	8,42	8,4
Ejemplo 2: 14,780 se redondea a	14,8	15
Ejemplo 3: 3256 se redondea a	3260	3300 o $3{,}3 \times 10^3$

EJERCICIO RESUELTO 1.4

Redondeo

Redondea cada uno de los siguientes números a tres cifras significativas:

a. 35,7823 m **b.** 0,002 627 l
c. $3{,}8268 \times 10^3$ g **d.** 1,2836 kg

SOLUCIÓN

a. 35,8 m **b.** 0,002 63 l
c. $3{,}83 \times 10^3$ g **d.** 1,28 kg

¡AHORA TÚ!

Redondea cada uno de los números del Ejercicio resuelto 1.4 a dos cifras significativas.

Multiplicaciones y divisiones

En las multiplicaciones y divisiones, la respuesta final se escribe de modo que tenga el mismo número de cifras significativas que el número con *menos cifras significativas* (CS) empleado en la multiplicación o en la división.

Ejemplo 1

Multiplica los siguientes números medidos: 24,65 × 0,67

24,65	⊠	0,67	⊟	16,5155	→	17
Cuatro CS		Dos CS		Pantalla de la calculadora		Respuesta final, redondeada a dos CS

La respuesta que la calculadora proporciona tiene más dígitos de los que los datos permiten. El número 0,67 es el que tiene menor número de cifras significativas, dos, por lo que la respuesta de la calculadora debe ser redondeada a dos cifras significativas.

Ejemplo 2

Resuelve la siguiente operación:

$$\frac{2{,}85 \times 67{,}4}{4{,}39}$$

Para resolver este problema con la calculadora, se introducen los números y se presionan las teclas de operación. En este caso, habría que presionar las teclas en este orden:

2,85	⊠	67,4	÷	4,39	=	43,756264	⟶	43,8
Tres CS		Tres CS		Tres CS		Pantalla de la calculadora		Respuesta final, redondeada a tres CS

En este problema, todas las medidas numéricas tienen tres cifras significativas, por lo que tendremos que redondear el resultado mostrado por la calculadora para dar la respuesta final con tres cifras significativas: 43,8.

Adición de ceros significativos

En ocasiones las calculadoras dan como respuesta un número entero pequeño. Para dar la respuesta con el número correcto de cifras significativas, en estos casos puede ser necesario añadir ceros significativos al resultado mostrado por la calculadora. Por ejemplo, supongamos que el resultado de la calculadora es 4, pero se han empleado números con tres cifras significativas. La respuesta correcta –4,00– se obtiene en este caso colocando dos ceros significativos después del número 4.

$\frac{8{,}00}{2{,}00} =$	4	⟶	4,00
Tres CS	Pantalla de la calculadora		Respuesta final, se añaden dos ceros para dar tres CS

EJERCICIO RESUELTO 1.5

Cifras significativas en multiplicaciones y divisiones

Realiza las siguientes operaciones con números medidos expresando la respuesta con el número adecuado de cifras significativas:

a. $56{,}8 \times 0{,}37$ **b.** $\frac{71{,}4}{11}$ **c.** $\frac{(2{,}075)\,(0{,}585)}{(8{,}42)\,(0{,}0045)}$ **d.** $\frac{25{,}0}{5{,}00}$

SOLUCIÓN

a. 21 **b.** 6,5 **c.** 32 **d.** 5,00 (añade ceros significativos)

¡AHORA TÚ!

Resuelve:

a. $45{,}26 \times 0{,}01088$ **b.** $2{,}6 \div 324$ **c.** $\frac{4{,}0 \times 8{,}00}{16}$

Sumas y restas

En las sumas y restas la respuesta final se escribe de modo que tenga el mismo número de cifras decimales que el número con *menos decimales*.

Ejemplo 3

Suma:

2,045	Tres decimales
+ 34,1	Un decimal
36,145	Pantalla de la calculadora
36,1	Respuesta, redondeada a un decimal

Cuando el resultado de una suma o resta termina en un cero tras la coma, es normal que este no aparezca después del punto de la calculadora. Por ejemplo, 14,5 g – 2,5 g = 12,0 g. Sin embargo, si realizamos la operación en la calculadora, la pantalla solo mostrará 12, de modo que para dar la respuesta correcta deberemos añadir un cero significativo.

Ejemplo 4

Resta:

14,5 g	Un decimal
− 2,5 g	Un decimal
12	Pantalla de la calculadora
12,0 g	Respuesta, con un cero añadido

EJERCICIO RESUELTO 1.6

Decimales en sumas y restas

Realiza las siguientes operaciones y expresa las respuestas con el número correcto de decimales:

a. 27,8 cm + 0,235 cm **b.** 153,247 g – 14,82 g

SOLUCIÓN

a. 28,0 cm **b.** 138,43 g

¡AHORA TÚ!

Resuelve:

a. 82,45 mg + 1,245 mg + 0,000 56 mg **b.** 4,259 l – 3,8 l

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Cifras significativas en cálculos

1.17 ¿Por qué generalmente es necesario redondear los cálculos en los que se emplean números medidos?

1.18 ¿Por qué en ocasiones se añade un cero al número que aparece en la pantalla de la calculadora?

1.19 Redondea cada uno de los siguientes números a tres cifras significativas:

a. 1,854 **b.** 184,2038
c. 0,004 738 265 **d.** 8807
e. $1{,}832 \times 10^5$

1.20 Redondea cada uno de los números del problema 1.19 a dos cifras significativas.

1.21 Escribe las siguientes cantidades en notación científica con tres cifras significativas:

a. 5080 l **b.** 37 400 g
c. 104 720 m **d.** 0,000 250 82 m

1.22 Escribe las siguientes cantidades en notación científica con dos cifras significativas:

a. 5 100 000 l **b.** 26 711 s
c. 0,003 378 m **d.** 56,982 g

1.23 Para los siguientes problemas, proporciona una respuesta con el número adecuado de cifras significativas:

a. $45{,}7 \times 0{,}034$ **b.** $0{,}00278 \times 5$

c. $\dfrac{34{,}56}{1{,}25}$ **d.** $\dfrac{(0{,}2465)\ (25)}{1{,}78}$

1.24 Para los siguientes problemas, proporciona una respuesta con el número adecuado de cifras significativas:

a. 400×185 **b.** $\dfrac{2,40}{(4)\,(125)}$

c. $0,825 \times 3,6 \times 5,1$ **d.** $\dfrac{3,5 \times 0,261}{8,24 \times 20,0}$

1.25 Para los siguientes problemas, proporciona una respuesta con el número adecuado de decimales:

a. 45,48 cm + 8,057 cm
b. 23,45 g + 104,1 g + 0,025 g
c. 145,675 ml − 24,2 ml
d. 1,08 l − 0,585 l

1.26 Para los siguientes problemas, proporciona una respuesta con el número adecuado de decimales:

a. 5,08 g + 25,1 g
b. 85,66 cm + 104,10 cm + 0,025 cm
c. 24,568 ml − 14,25 ml
d. 0,2654 l − 0,2585 l

1.5 PREFIJOS Y EQUIVALENCIAS

EL OBJETIVO ES...

usar los valores numéricos de los prefijos para escribir equivalencias métricas.

Una característica del sistema métrico es que a cualquier unidad se le puede añadir un **prefijo** para incrementar o reducir su valor en un factor de 10. Por ejemplo, los prefijos *mili* y *micro* se emplean para hacer unidades más pequeñas, como en el miligramo (mg) o el microgramo (μg). La tabla 1.6 recoge algunos de estos prefijos, sus símbolos y sus correspondientes valores decimales.

El prefijo *centi* es como en los céntimos de euro. Un céntimo es un centieuro o $\frac{1}{100}$ de un euro, lo que también implica que un euro sea 100 céntimos de euro.

Se han establecido unas cantidades diarias recomendadas (CDR) de nutrientes para adultos y niños mayores de 4 años. Algunas de estas cantidades, en las que se utilizan prefijos, se recogen en la tabla 1.7.

La relación entre un prefijo y una unidad se puede expresar sustituyendo el prefijo por su valor numérico. Por ejemplo, cuando se sustituye el prefijo *kilo* en *kilómetro* por su valor de 1000, encontramos que un kilómetro es igual a 1000 metros. A continuación se muestran más ejemplos:

1 **kilo**metro (1 km) = **1000** metros (1000 m) = $\mathbf{10^3}$ metros ($\mathbf{10^3}$ m)
1 **kilo**litro (1 kl) = **1000** litros (1000 l) = $\mathbf{10^3}$ litros ($\mathbf{10^3}$ l)
1 **kilo**gramo (1 kg) = **1000** gramos (1000 g) = $\mathbf{10^3}$ gramos ($\mathbf{10^3}$ g)

the Chemistry place

WEB TUTORIAL
Metric System

TABLA 1.6 Prefijos de los sistemas métrico e internacional

Prefijo	Símbolo	Valor numérico	Notación científica	Equivalencia
Prefijos que incrementan el tamaño de la unidad				
tera	T	1 000 000 000 000	10^{12}	$1\ \text{Tg} = 1 \times 10^{12}$ g
giga	G	1 000 000 000	10^{9}	$1\ \text{Gm} = 1 \times 10^{9}$ m
mega	M	1 000 000	10^{6}	$1\ \text{Mg} = 1 \times 10^{6}$ g
kilo	k	1 000	10^{3}	$1\ \text{km} = 1 \times 10^{3}$ m
Prefijos que reducen el tamaño de la unidad				
deci	d	0,1	10^{-1}	$1\ \text{dl} = 1 \times 10^{-1}$ l 1 l = 10 dl
centi	c	0,01	10^{-2}	$1\ \text{cm} = 1 \times 10^{-2}$ m 1 m = 100 cm
milli	m	0,001	10^{-3}	$1\ \text{ms} = 1 \times 10^{-3}$ s $1\ \text{s} = 1 \times 10^{3}$ ms
micro	μ	0,000 001	10^{-6}	$1\ \mu\text{g} = 1 \times 10^{-6}$ g $1\ \text{g} = 1 \times 10^{6}\ \mu$g
nano	n	0,000 000 001	10^{-9}	$1\ \text{nm} = 1 \times 10^{-9}$ m $1\ \text{m} = 1 \times 10^{9}$ nm
pico	p	0,000 000 000 001	10^{-12}	$1\ \text{ps} = 1 \times 10^{-12}$ s $1\ \text{s} = 1 \times 10^{12}$ ps

TABLA 1.7 Cantidades diarias recomendadas de algunos nutrientes

Nutriente	Cantidad diaria recomendada
Vitamina C	60 mg
Vitamina B_{12}	6 μg
Calcio	1000 mg
Hierro	18 mg
Yodo	150 μg
Magnesio	400 mg
Potasio	3500 mg
Sodio	2400 mg
Zinc	15 mg

EJERCICIO RESUELTO 1.7

Prefijos

Rellena los huecos con los prefijos correctos:

a. 1000 gramos = 1_____gramo

b. 0,01 metros = 1_____metro

c. 1×10^6 litros = 1_____litro

SOLUCIÓN

a. El prefijo para 1000 es *kilo;* 1000 gramos = 1 kilogramo.
b. El prefijo para 0,01 es *centi;* 0,01 metros = 1 centímetro.
c. El prefijo para 1×10^6 es *mega;* 1×10^6 litros = 1 megalitro.

¡AHORA TÚ!

Rellena los huecos con los prefijos correctos:
a. 1 000 000 000 segundos = 1 _____segundo
b. 0,01 metros = 1_____metro

Medida de la longitud

Mientras que un óptico mide el diámetro de la retina del ojo en centímetros (cm), un cirujano puede necesitar conocer la longitud de un nervio en milímetros (mm). Cuando se utiliza el prefijo *centi* con la unidad *metro,* indica la unidad *centímetro,* una longitud que equivale a una centésima de metro. Un *milímetro* mide una longitud de 0,001 m. En un metro hay 1000 mm.

Si se comparan las longitudes de un milímetro y un centímetro, encontramos que 1 mm es 0,1 cm; hay 10 mm en 1 cm. Estas comparaciones son ejemplos de **equivalencias,** ya que indican una relación entre dos unidades que miden la misma cantidad. Por ejemplo, en la equivalencia 1 m = 100 cm, cada cantidad describe la misma longitud pero en unidades distintas. Observa que cada cantidad en la equivalencia consta de un número y una unidad.

Primera cantidad			Segunda cantidad	
1	m	=	100	cm
↑	↑		↑	↑
Número + unidad			Número + unidad	

Algunas equivalencias de longitud

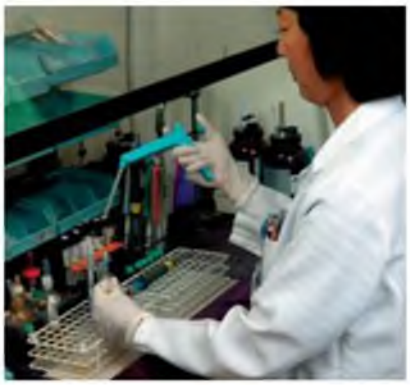
1 m = 100 cm = 1×10^2 cm

1 m = 1000 mm = 1×10^3 mm

1 cm = 10 mm

En la figura 1.6 se comparan algunas unidades de longitud.

TABLA 1.8 Resultados típicos de un análisis de sangre



Sustancia	Intervalo
Albúmina	3,5–5,0 g/dl
Amonio	20–150 μg/dl
Calcio	8,5–10,5 mg/dl
Colesterol	105–250 mg/dl
Hierro (hombres)	80–160 μg/dl
Proteínas totales	6,0–8,0 g/dl

Medida del volumen

En ciencias médicas es frecuente trabajar con volúmenes de litros, o incluso menores. Cuando se divide un litro en diez partes iguales, cada porción se denomina decilitro (dl); en 1 l hay 10 dl. Los resultados de las analíticas de sangre generalmente expresan valores de masa por decilitro de muestra. En la tabla 1.8 se muestran los resultados de laboratorio típicos para algunas sustancias presentes en la sangre.

Cuando un litro se divide en mil partes, cada una de ellas se denomina mililitro. En una bolsa de suero salino fisiológico de 1 l hay 1000 ml de disolución (fig. 1.7).

Algunas equivalencias de volumen

1 l = 10 dl

1 l = 1000 ml = 1×10^3 ml

1 dl = 100 ml = 1×10^2 ml

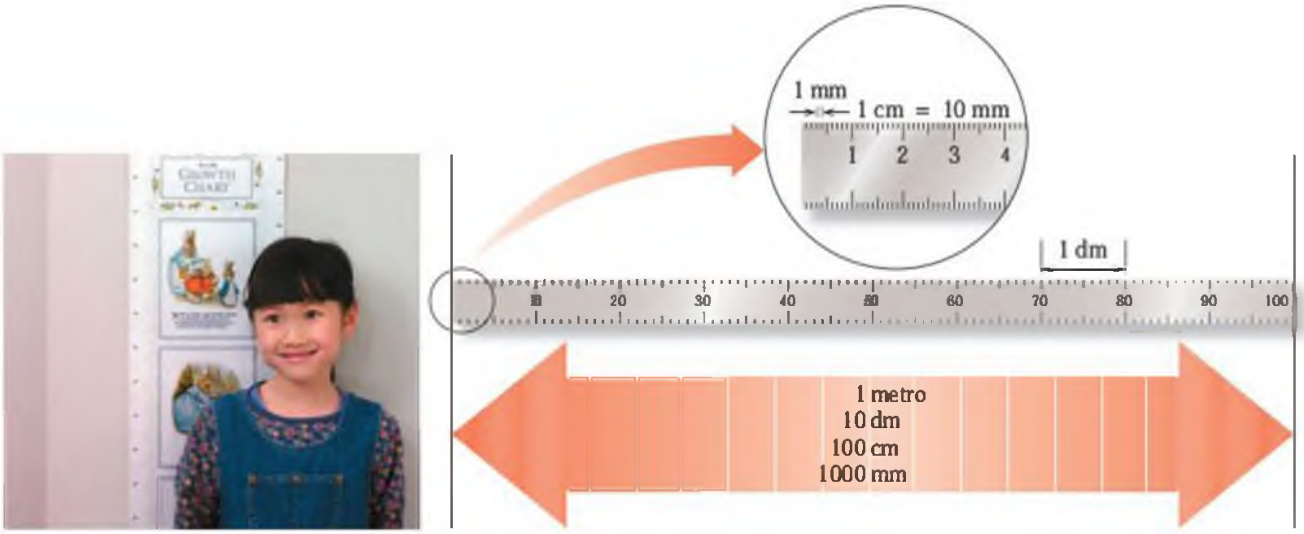


FIGURA 1.6 La longitud de 1 metro es la misma que la de 10 dm, 100 cm o 1000 mm.
P ¿Cuántos milímetros (mm) hay en 1 centímetro (cm)?

El **centímetro cúbico (cm^3, cc)** es el volumen de un cubo de un centímetro de lado. Un centímetro cúbico tiene el mismo volumen que un mililitro, y ambas unidades se utilizan indistintamente muy a menudo.

$$1\ cm^3 = 1\ cc = 1\ ml$$

Cuando se lee *1 cm*, la información que se visualiza es sobre la longitud, mientras que cuando se lee *1 cc*, *1 cm^3* o *1 ml*, es sobre el volumen. En la figura 1.8 se ilustra una comparación entre las distintas unidades de volumen.

FIGURA 1.7 Un recipiente de plástico contiene 1000 ml de un fluido intravenoso.
P ¿Cuántos litros de disolución contiene el recipiente?

Medida de la masa

Cuando nos realizan una revisión médica miden nuestra masa en kilogramos, mientras que los resultados de unos análisis de laboratorio se expresarán en gramos (g), miligramos (mg) o microgramos (μg).

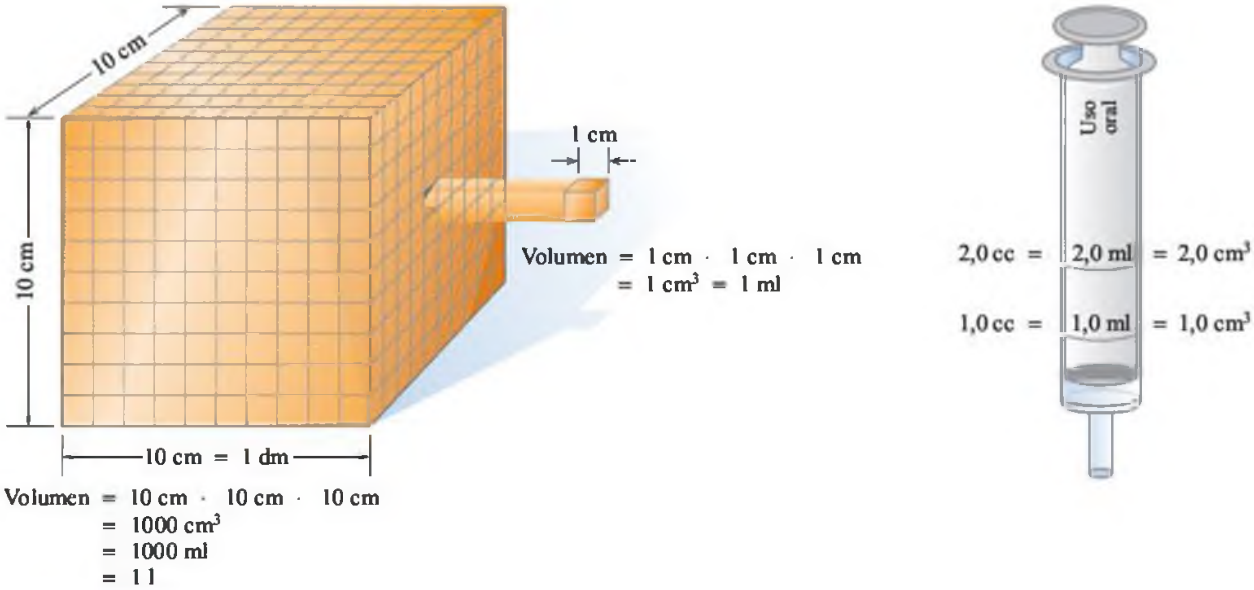


FIGURA 1.8 Un cubo de 10 cm de lado tiene un volumen de 1000 cm^3 o 1 l; un cubo de 1 cm de lado tiene un volumen de 1 cm^3 (cc) o 1 ml.
P ¿Cuál es la relación entre un mililitro (ml) y un centímetro cúbico (cm^3)?

Un kilogramo equivale a 1000 g, un gramo representa la misma masa que 1000 mg y un mg es lo mismo que 1000 μg.

Algunas equivalencias de masa

1 kg = 1000 g = 1×10^3 g

1 g = 1000 mg = 1×10^3 mg

1 mg = 1000 μg = 1×10^3 μg

EJERCICIO RESUELTO 1.8

Escribir relaciones métricas

Completa la siguiente lista de equivalencias métricas:

a. 1 l = _____ dl **b.** 1 km = _____ m
c. 1 m = _____ cm **d.** 1 cm^3 = _____ ml

SOLUCIÓN

a. 10 dl **b.** 1×10^3 m
c. 100 cm **d.** 1 ml

¡AHORA TÚ!

Completa las siguientes equivalencias:

a. 1 kg = _____ g **b.** 1 ml = _____ l

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Prefijo y equivalencias

1.27 El velocímetro de la fotografía de la derecha tiene escalas tanto en km/h como en mi/h o MPH. ¿Qué significa cada abreviatura?

1.28 En Canadá, una señal de tráfico indica una velocidad máxima de 80 km/h. Si condujese a la máxima velocidad permitida en Canadá, ¿estaría excediendo el límite de velocidad de 55 mph de EE. UU.?

1.29 ¿Cómo afecta el prefijo *kilo* a la unidad gramo en *kilogramo*?

1.30 ¿Cómo afecta el prefijo *centi* a la unidad metro en *centímetro*?

1.31 Escribe la abreviatura de las siguientes unidades:
a. miligramo **b.** decilitro
c. kilómetro **d.** kilogramo
e. microlitro **f.** nanogramo

1.32 Escribe el nombre completo de las siguientes unidades:
a. cm **b.** kg
c. dl **d.** Gm
e. μg **f.** ml

1.33 Escribe el valor numérico de los siguientes prefijos:
a. centi **b.** kilo
c. milli **d.** deci
e. mega **f.** pico

1.34 Indica el nombre completo (prefijo + unidad) de los siguientes valores numéricos:
a. 0,10 g **b.** 1×10^{-6} g
c. 1000 g **d.** 0,01 g
e. 0,001 g **f.** 1×10^9 g

1.35 Completa las siguientes equivalencias métricas:
a. 1 m = _____ cm **b.** 1 km = _____ m
c. 1 mm = _____ m **d.** 1 l = _____ ml

1.36 Completa las siguientes equivalencias métricas:
a. 1 kg = _____ g **b.** 1 ml = _____ l
c. 1 g = _____ kg **d.** 1 g = _____ mg

1.37 En las siguientes parejas de unidades, indica cuál es la mayor:
a. miligramo o kilogramo **b.** mililitro o microlitro
c. cm o km **d.** kl o dl
e. nanómetro o picómetro

1.38 En las siguientes parejas de unidades, indica cuál es la menor:
a. mg o g **b.** centímetro o milímetro
c. mm o μm **d.** ml or dl
e. mg o Mg

1.6 CÓMO ESCRIBIR FACTORES DE CONVERSIÓN

EL OBJETIVO ES...

escribir un factor de conversión para dos unidades que indican la misma cantidad.

La resolución de muchos problemas en química y en ciencias médicas requiere un cambio de unidades. De hecho cada día realizamos cambios de unidades. Por ejemplo, imagina que tras estudiar durante 2,0 horas (h), alguien te pregunta cuántos minutos has estudiado; responderás que 120 minutos (min). Para ello, has multiplicado 2,0 h × 60 min/h, porque conocías la equivalencia (1 h = 60 min) entre ambas unidades. Sin embargo, cuando has expresado 2,0 h como 120 min, no has modificado el tiempo que has dedicado a esta actividad, solamente has cambiado la unidad de medida empleada para expresar el tiempo. Las equivalencias se pueden escribir como fracciones denominadas **factores de conversión**, en las cuales una de las cantidades aparece en el numerador y la otra en el denominador. Para cada equivalencia, es posible definir dos factores de conversión, ya que la fracción se puede invertir. No olvides incluir también las unidades correspondientes cuando utilices factores de conversión.

Hay dos factores de conversión para la equivalencia 1 h = 60 min

$$\frac{\text{Numerador}}{\text{Denominador}} \longrightarrow \frac{60\ \text{min}}{1\ \text{h}} \quad \text{y} \quad \frac{1\ \text{h}}{60\ \text{min}}$$

Estos factores de conversión se leen «60 minutos en 1 hora» y «1 hora cada 60 minutos». El término «cada» equivale a «dividido por». En la tabla 1.9 se incluyen algunas relaciones habituales entre distintas unidades. Es importante que la equivalencia que se emplee para definir el factor de conversión sea correcta.

Cuando una equivalencia muestra la relación existente entre dos unidades del mismo sistema (por ejemplo, el sistema métrico o el estadounidense), se considera que es una definición, y, por lo tanto, es exacta, y no se tiene en cuenta a la hora de determinar cifras significativas. Cuando una equivalencia muestra una relación entre unidades de sistemas distintos, el número es una medida y debe ser tenido en cuenta a la hora de determinar las cifras significativas. Por ejemplo, en la equivalencia 1 lb = 454 g, el número medido 454 tiene tres cifras significativas. El número 1 en 1 lb, sin embargo, se considera exacto. Una excepción a lo anterior es la relación 1 in. = 2,54 cm, ya que el número 2,54 se considera exacto.

Factores de conversión en el sistema métrico

Se pueden escribir factores de conversión para las equivalencias métricas que ya hemos estudiado. Por ejemplo, para la equivalencia entre metros y centímetros, se pueden escribir los siguientes factores:

Equivalencia sistema métrico	Factores de conversión
1 m = 100 cm	$\frac{100\ \text{cm}}{1\ \text{m}}$ y $\frac{1\ \text{m}}{100\ \text{cm}}$

TABLA 1.9 Algunas equivalencias comunes

Magnitud	EE. UU.	Sistema métrico (SI)	Sistema métrico-EE. UU.
Longitud	1 pie = 12 in. 1 yarda = 3 pies 1 milla = 5280 pies	1 km = 1000 m 1 m = 1000 mm 1 cm = 10 mm	2,54 cm = 1 in. 1 m = 39,4 in. 1 km = 0,621 mi
Volumen	1 qt = 4 tazas 1 qt = 2 pt 1 galón = 4 qt	1 l = 1000 ml 1 dl = 100 ml 1 ml = 1 cm^3	946 ml = 1 qt 1 l = 1,06 qt
Masa	1 lb = 16 oz	1 kg = 1000 g 1 g = 1000 mg	1 kg = 2,20 lb 454 g = 1 lb
Tiempo		1 h = 60 min 1 min = 60 s	

FIGURA 1.9 En EE. UU., en la etiqueta de muchos envases de alimentos el contenido se indica tanto en unidades estadounidenses como en métricas.

P ¿Cuáles son las ventajas de emplear el sistema métrico?

Los dos factores de conversión son correctos para esta equivalencia; uno es simplemente el inverso del otro. La utilidad de los factores de conversión se incrementa gracias a que se puede dar la vuelta a un factor de conversión dado y utilizar su inverso.

Factores de conversión entre el sistema métrico y el estadounidense

Imaginemos que queremos convertir libras, una unidad del sistema de medida estadounidense, a kilogramos en el sistema métrico (o SI) de medidas. Una relación que podría utilizarse es:

$$1 \text{ kg} = 2{,}20 \text{ lb}$$

Los correspondientes factores de conversión serían:

$$\frac{2{,}20 \text{ lb}}{1 \text{ kg}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ kg}}{2{,}20 \text{ lb}}$$

La figura 1.9 muestra el contenido de algunos envases de alimentos tanto en unidades métricas como estadounidenses.

EJERCICIO RESUELTO 1.9

Escribir factores de conversión a partir de equivalencias

Escribe los factores de conversión que relacionan a las siguientes parejas de unidades:

a. miligramos y gramos
b. minutos y horas
c. cuartos y mililitros

SOLUCIÓN

Equivalencia	Factores de conversión		
a. 1 g = 1000 mg	$\frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}}$	y	$\frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}}$
b. 1 h = 60 min	$\frac{1 \text{ h}}{60 \text{ min}}$	y	$\frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}}$
c. 1 qt = 946 ml	$\frac{1 \text{ qt}}{946 \text{ ml}}$	y	$\frac{946 \text{ ml}}{1 \text{ qt}}$

¡AHORA TÚ!

Un zeptosegundo (zs) es una unidad de tiempo muy pequeña. Su equivalencia es

$$1 \text{ zs} = 1 \times 10^{-21} \text{ s}$$

Escribe el factor de conversión para esta equivalencia.

Factores de conversión específicos en un problema

En un problema muchas veces se define una equivalencia que solo es válida para dicho problema. Puede ser, por ejemplo, el precio de un kilogramo de naranjas, o la velocidad de un coche en kilómetros por hora. Es fácil pasar por alto estas equivalencias cuando se lee el problema. Veamos cómo se pueden escribir factores de conversión a partir de las equivalencias establecidas en un problema.

1. La motocicleta viajaba a una velocidad de 85 kilómetros por hora.

Equivalencia 1 h = 85 km

Factores de conversión $\frac{85 \text{ km}}{1 \text{ h}}$ y $\frac{1 \text{ h}}{85 \text{ km}}$

2. Una pastilla contiene 500 mg de vitamina C.

Equivalencia 1 pastilla = 500 mg de vitamina C

Factores de conversión $\frac{500 \text{ mg de vitamina C}}{1 \text{ pastilla}}$ y $\frac{1 \text{ pastilla}}{500 \text{ mg de vitamina C}}$

Factores de conversión para porcentajes, ppm y ppb

Algunos problemas incluyen porcentajes. El término *por ciento* (%) significa «partes por cada 100 partes». Para escribir un porcentaje como un factor de conversión, se elige una unidad y se expresa la relación numérica de las unidades que constituyen la parte respecto a las 100 partes que constituyen el total. Por ejemplo, un atleta tiene un 18% en peso de grasa corporal: esto significa que la cantidad en porcentaje puede describirse como 18 unidades de masa de grasa corporal por cada 100 unidades de masa. Se pueden emplear diferentes unidades de masa, como gramos (g), kilogramos (kg), o libras (lb), siempre y cuando las dos unidades del porcentaje sean iguales.

Porcentaje 18% de la masa corporal

Equivalencia 18 kg de grasa corporal = 100 kg de masa corporal

Factores de conversión $\frac{100 \text{ kg de masa corporal}}{18 \text{ kg de grasa corporal}}$ y $\frac{18 \text{ kg de grasa corporal}}{100 \text{ kg de masa corporal}}$

o

Equivalencia 18 lb de grasa corporal = 100 lb de masa corporal

Factores de conversión $\frac{100 \text{ lb de masa corporal}}{18 \text{ lb de grasa corporal}}$ y $\frac{18 \text{ lb de grasa corporal}}{100 \text{ lb de masa corporal}}$

Cuando los científicos quieren expresar proporciones en tantos por ciento muy pequeños utilizan las partes por millón (ppm) o las partes por billón (ppb). Las ppm explicitan las partes por millón: expresan los miligramos de sustancia por kilogramo (mg/kg). Las ppb en principio expresan las partes por billón, pero se debe prestar atención a la equivalencia, puesto que se refiere al billón anglosajón, que equivale a mil millones. Las ppb, por tanto, indican los microgramos por kilogramo (μg/kg): un microgramo es la milmillonésima parte de un kilogramo. Por ejemplo, el contenido máximo de plomo permitido por la FDA en el esmalte de las tazas de cerámica es de 5 ppm, lo que equivale a 5 mg/kg.

Cantidad en ppm 5 ppm en el esmalte

Equivalencia 5 mg de plomo = 1 kg de esmalte

Factores de conversión $\frac{5 \text{ mg de plomo}}{1 \text{ kg de esmalte}}$ y $\frac{1 \text{ kg de esmalte}}{5 \text{ mg de plomo}}$

Investiga tu entorno

Equivalencias entre el SI y el métrico en etiquetas

Lee las etiquetas de algunos de los alimentos que tienes en tu frigorífico o despensa, o bien utiliza las etiquetas mostradas en la figura 1.9. Confecciona una lista con las cantidades de las distintas sustancias expresadas con diferentes unidades. Escribe una relación para dos cantidades. Observa las medidas en gramos o libras y en cuartos o mililitros.

PREGUNTAS

1. Emplea las medidas observadas para establecer un factor de conversión sistema métrico-estadounidense.
2. ¿Cómo se relacionan los resultados de los factores de conversión propuestos con los estudiados en este libro?

EJERCICIO RESUELTO 1.10

Factores de conversión específicos en un problema

Escribe los factores de conversión correspondientes a las siguientes afirmaciones:

a. Una pastilla contiene 325 mg de ácido acetilsalicílico.
b. Un kilogramo de plátanos cuesta 1,65 euros.
c. La EPA ha establecido el contenido máximo de mercurio en el atún en 0,1 ppm.

SOLUCIÓN

a. $\frac{325 \text{ mg de ácido acetilsalicílico}}{1 \text{ pastilla}}$ y $\frac{1 \text{ pastilla}}{325 \text{ mg de ácido acetilsalicílico}}$

b. $\frac{1{,}65 \text{ euros}}{1 \text{ kg de plátanos}}$ y $\frac{1 \text{ kg de plátanos}}{1{,}65 \text{ euros}}$

c. $\frac{0{,}1 \text{ mg de mercurio}}{1 \text{ kg de atún}}$ y $\frac{1 \text{ kg de atún}}{0{,}1 \text{ mg de mercurio}}$

¡AHORA TÚ!

¿Qué factores de conversión se pueden escribir a partir de las siguientes afirmaciones?

a. Un ciclista pedalea a una velocidad media de 62,2 km/h en el Tour de Francia.

b. El nivel de arsénico permitido en el agua es de 10 ppb.

Química verde

Toxicología y evaluación de la relación riesgo-beneficio

Todos los días tomamos decisiones sobre lo que hacemos o comemos, frecuentemente sin pensar en los riesgos asociados a nuestras elecciones. Somos conscientes del riesgo de padecer cáncer por fumar, o del peligro de envenenamiento por plomo, y sabemos que asumimos un elevado riesgo de tener un accidente si cruzamos la calle por donde no hay semáforo o paso de cebra.

Una de las bases de la toxicología queda recogida en la mítica frase de Paracelso: la dosis correcta es lo que diferencia un veneno de una medicina. Para determinar el nivel de peligro de las distintas sustancias, sean naturales o sintéticas, se realiza una evaluación de riesgo exponiendo a animales de laboratorio a dichas sustancias y estudiando los efectos que estas tienen en su salud.

Generalmente, a los animales se les administran dosis mucho mayores que las que van a afectar a las personas. Estos estudios han permitido identificar muchas sustancias químicas peligrosas. Una medida de la toxicidad es la LD_{50} o «dosis letal», que es la concentración de sustancia que produce la muerte del 50% de los animales de laboratorio. La dosis se mide generalmente en miligramos por kilogramo (mg/kg) de masa corporal o microgramos por kilogramo (μg/kg).

Dosis	Unidades
Partes por millón (ppm)	miligramos por kilogramo (mg/kg)
Partes por billón (ppb)	microgramos por kilogramo (μg/kg)

A pesar de que al evaluar la toxicidad de cada sustancia hay que tener en cuenta aspectos adicionales , es fácil comparar valores de LD_{50}. Por ejemplo: el paratión es un pesticida altamente tóxico que posee una LD_{50} de 3 mg/kg. Este dato indica que la mitad de los animales a los que se les administró una dosis de 3 mg/kg de masa corporal murió durante el estudio. Por otro lado, la sal (cloruro sódico) posee una LD_{50} de 3 000 mg/kg, por lo que es mucho menos tóxica. En comparación con el paratión, habría que ingerir una cantidad de sal mucho mayor antes de observar algún efecto tóxico. El riesgo para los animales puede evaluarse en el laboratorio, sin embargo, determinar el efecto de las sustancias sobre el medio ambiente es mucho más difícil, ya que también existen diferencias entre la toxicidad por exposición prolongada y la producida por la administración de una dosis única pero mayor de la sustancia.

La tabla 1.10 recoge algunos valores de LD_{50} de pesticidas y sustancias comunes en nuestra vida cotidiana, ordenados por toxicidad creciente.

TABLA 1.10 Valores de LD_{50} de pesticidas y sustancias comunes determinados en ratas

Sustancia	LD_{50} (mg/kg)
Azúcar	29 700
Levadura química	4 220
Sal de mesa	3 000
Etanol	2 080
Ácido acetilsalicílico	1 100
Cafeína	192
Cianuro sódico	6
Paratión	3

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Escribir factores de conversión

1.39 ¿Por qué se pueden escribir dos factores de conversión para una equivalencia como 1 m = 100 cm?

1.40 ¿Cómo se puede comprobar si se han escrito correctamente los factores de conversión de una equivalencia?

1.41 Escribe la equivalencia y dos factores de conversión entre las siguientes unidades:
- **a.** centímetros y metros
- **b.** miligramos y gramos
- **c.** litros y mililitros
- **d.** decilitros y mililitros
- **e.** días en una semana

1.42 Escribe la equivalencia y dos factores de conversión entre las siguientes unidades:
- **a.** centímetros y pulgadas
- **b.** libras y kilogramos
- **c.** libras y gramos
- **d.** cuartos y mililitros
- **e.** décimos de euro y euros

1.43 Escribe los factores de conversión que se pueden determinar a partir de las siguientes afirmaciones:
- **a.** Una abeja vuela a una velocidad media de 3,5 m por segundo.
- **b.** Las necesidades diarias de potasio son de 3 500 mg.
- **c.** Un coche viajó 46,0 km con 1,0 galones de gasolina.
- **d.** La etiqueta del bote de pastillas indica 50 mg de atenolol.
- **e.** El nivel de pesticida en las pasas es de 29 ppb.

1.44 Escribe los factores de conversión para las siguientes afirmaciones:
- **a.** La etiqueta de la botella indica 10 mg de furosemida por ml.
- **b.** Las necesidades diarias de iodo son de 150 μg.
- **c.** El contenido de nitratos del agua del pozo era de 32 ppm.
- **d.** El oro que se emplea en joyería contiene el 58% en peso de oro.
- **e.** El precio de un galón de gasolina es de 3,19$.

1.7 RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

EL OBJETIVO ES...

emplear factores de conversión para pasar de una unidad a otra.

La resolución de problemas de química frecuentemente requiere la conversión de una cantidad inicial con determinadas unidades a la misma cantidad pero expresada en otras unidades diferentes. Mediante uno o varios de los factores de conversión estudiados en la sección previa es posible convertir la unidad inicial a la final.

Cantidad inicial × uno o varios factores de conversión = cantidad deseada

Unidad inicial ——————→ Unidad final

Para ello puede utilizarse una secuencia análoga a la presentada a continuación:

Guía para la resolución de problemas a partir de los factores de conversión

Paso 1 **Dato/incógnita.** Determina la unidad inicial indicada en el problema y la unidad final que necesitas.

Paso 2 **Método.** Escribe una secuencia de unidades que empiece con la unidad inicial dada y conduzca a la unidad final de la respuesta. Asegúrate de que puedes encontrar la equivalencia correcta para cada conversión de unidades.

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión.** Para cada cambio de unidades, establece la equivalencia y los correspondientes factores de conversión. Recuerda que las equivalencias derivan del sistema métrico (SI) o del sistema estadounidense, o bien vienen dadas en el propio problema.

Paso 4 **Resolución del problema.** Escribe la cantidad inicial y sus unidades y resuelve los factores de conversión que conectan las unidades. Asegúrate de agrupar las unidades en cada factor de modo que las unidades en el denominador cancelen a las del numerador precedente. Comprueba que las unidades se cancelan correctamente para dar las unidades finales. Ejecuta los cálculos, cuenta las cifras significativas de cada número medido y proporciona la respuesta final con el número correcto de cifras significativas.

Supongamos que un problema requiere la conversión de 164 lb a kilogramos. Una parte de este enunciado contiene la cantidad inicial (164) con sus correspondientes unidades (libras), mientras que la otra parte nos indica las unidades finales que debe tener la respuesta (kilogramos). Una vez que se han identificado estas dos partes, se pueden determinar las equivalencias que se necesitan para convertir las unidades iniciales en finales.

Guía para la resolución de problemas empleando factores de conversión

1. Determinar las unidades dadas y las necesitadas
2. Escribir un método para transformar las unidades dadas en las finales.
3. Establecer equivalencias y factores de conversión, de modo que las unidades se cancelen.
4. Resolver el problema, cancelando las unidades, realizar los cálculos y proporcionar una respuesta final con el número adecuado de cifras significativas.

Paso 1 **Dato** 164 lb **Incógnita** kg

Paso 2 **Método.** Observando las unidades iniciales y las finales que necesitamos, vemos que mientras una pertenece al sistema métrico, la otra pertenece al sistema estadounidense. Por lo tanto, el factor de conversión que conecta ambas debe incluir una unidad del sistema métrico y otra del estadounidense.

$$\text{lb} \quad \boxed{\text{Factor métrico /EE. UU.}} \quad \text{kg}$$

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión.** A partir de la explicación previa sobre las equivalencias entre los sistemas de medida métrico y estadounidense, se pueden escribir las siguientes equivalencias y factores de conversión:

$$1\ \text{kg} = 2{,}20\ \text{lb}$$

$$\frac{2{,}20\ \text{lb}}{1\ \text{kg}} \quad \text{y} \quad \frac{1\ \text{kg}}{2{,}20\ \text{lb}}$$

Paso 4 **Resolución del problema.** Ahora podemos escribir el esquema para resolver el problema siguiendo el método elegido y empleando un factor de conversión. Primero, se escribe el dato inicial, 164 lb. Después se multiplica por un factor de conversión que tenga la unidad lb en el denominador, para cancelar las unidades iniciales. La unidad kg en el numerador (parte superior) proporciona las unidades finales en la respuesta.

Las unidades de la respuesta se colocan aquí

$$\underset{\text{Unidades dadas (iniciales)}}{164\ \cancel{\text{lb}}} \times \underset{\text{Factor de conversión (cancela las unidades iniciales)}}{\frac{1\ \text{kg}}{2{,}20\ \cancel{\text{lb}}}} = \underset{\text{Respuesta (unidades deseadas)}}{74{,}5\ \text{kg}}$$

Conviene prestar atención al modo en que se cancelan las unidades. Las unidades de la respuesta son las únicas que deben permanecer después de que todas las demás se hayan cancelado. Esta es una forma útil de comprobar que la resolución del problema es adecuada.

$$\cancel{\text{lb}} \times \frac{\text{kg}}{\cancel{\text{lb}}} = \text{kg} \quad \text{Unidad deseada en la respuesta}$$

Los cálculos realizados con una calculadora proporcionan la parte numérica de la respuesta, que se debe ajustar para que la solución final tenga el número adecuado de cifras significativas (CS).

$$\underset{3\ \text{CS}}{164} \times \frac{1}{\underset{3\ \text{CS}}{2{,}20}} = 164 \div 2{,}20 = \underset{\text{Respuesta de la calculadora}}{74{,}54545455} = \underset{3\ \text{CS (redondeo)}}{74{,}5}$$

El valor de 74,5 en combinación con las unidades finales, kg, proporciona la solución completa del problema: 74,5 kg. Salvo en algunas excepciones, las soluciones a problemas numéricos contienen un número y una unidad.

EJERCICIO RESUELTO 1.11

Resolución de problemas empleando factores de conversión métricos

La cantidad diaria recomendada de potasio para una dieta saludable es de 3500 mg. ¿Cuántos gramos de potasio se necesitan al día?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Dato** 3500 mg **Incógnita** g

Paso 2 **Método.** Observando las unidades iniciales y las finales que necesitamos, vemos que ambas pertenecen al sistema métrico. Por lo tanto, el factor de conversión que conecta ambas debe relacionar dos unidades del sistema métrico.

$$\text{mg} \quad \boxed{\text{Factor del sistema métrico}} \quad \text{g}$$

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión.** A partir de la explicación previa sobre los prefijos y las equivalencias en el sistema métrico, podemos escribir la siguiente equivalencia y los factores de conversión:

$$1\ \text{g} = 1000\ \text{mg}$$

$$\frac{1\ \text{g}}{1000\ \text{mg}} \quad \text{y} \quad \frac{1000\ \text{mg}}{1\ \text{g}}$$

Paso 4 **Resolución del problema.** Ahora podemos escribir el esquema para resolver el problema siguiendo el método elegido y empleando el factor de conversión, comenzando con la unidad inicial, 3500 mg. La respuesta final (g) se obtiene empleando el factor de conversión que cancela la unidad mg. Finalmente, redondeamos la respuesta para proporcionar el número correcto de cifras significativas.

Las unidades de la respuesta se colocan aquí

$$3500\ \text{mg} \times \frac{1\ \text{g}}{1000\ \text{mg}} = 3{,}5\ \text{g}$$

Unidades dadas (iniciales) — Factor de conversión métrico (cancela las unidades iniciales) — Respuesta (unidades deseadas)

¡AHORA TÚ!

Si se preparan 1890 ml de zumo de naranja a partir de zumo concentrado, ¿cuántos litros se han preparado?

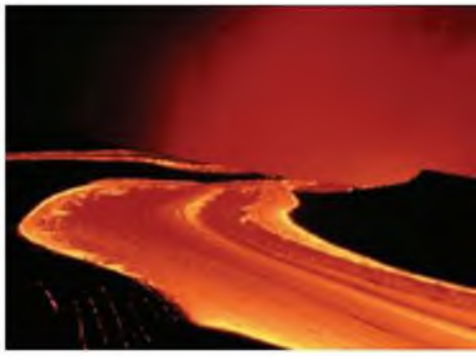
Usar dos o más factores de conversión

En muchos problemas es necesario emplear dos o más factores de conversión para completar el cambio de unidades. En la resolución de estos problemas, un factor de conversión se aplica después del otro, y cada uno se agrupa de modo que se cancelen las unidades precedentes hasta que se obtengan las unidades finales. Hasta este punto, hemos utilizado los factores de conversión de uno en uno para resolver un problema. Este tipo de problemas también se puede resolver paso a paso, pero, en ese caso, es necesario dejar uno o dos dígitos en las soluciones parciales y redondear solo la solución final con el número correcto de cifras significativas. Un método mucho más efectivo para resolver estos problemas consiste en utilizar una serie de dos o más factores de conversión, de modo que la unidad en el denominador de cada uno de ellos cancele la unidad en el numerador del precedente. Ambas aproximaciones se muestran en el ejercicio resuelto 1.12.

EJERCICIO RESUELTO 1.12

Resolución de problemas empleando dos factores de conversión

Durante una erupción volcánica en Mauna Loa (Hawai), la lava fluyó a una velocidad de 33 metros por segundo. A esta velocidad, ¿cuántos kilómetros recorrió el frente de lava en 45 minutos?



SOLUCIÓN

Paso 1 **Dato** 45 minutos **Incógnita** kilómetros

Paso 2 **Método** min → Factor de velocidad → m → Factor métrico → km

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión.** En el problema la información sobre la velocidad de la lava se expresa como 33 m/min. Vamos a utilizar esta velocidad como una equivalencia, de igual modo que la equivalencia entre metros y kilómetros, para escribir los factores de conversión para cada una de ellas.

$$1\ \text{min} = 33\ \text{m}$$

$$\frac{1\ \text{min}}{33\ \text{m}} \quad \text{y} \quad \frac{33\ \text{m}}{1\ \text{min}}$$

$$1\ \text{km} = 1000\ \text{m}$$

$$\frac{1\ \text{km}}{1000\ \text{m}} \quad \text{y} \quad \frac{1000\ \text{m}}{1\ \text{km}}$$

Paso 4 **Resolución del problema.** El problema se puede resolver empleando la velocidad como un factor de conversión para cancelar los minutos y el factor métrico para obtener los kilómetros en el número final. Al trabajar paso a paso podemos utilizar el factor de conversión para transformar los minutos en metros.

$$45\ \text{min} \times \frac{33\ \text{m}}{1\ \text{min}} = 1500\ \text{m}$$

Después empleamos el factor métrico para cancelar los metros y obtener la unidad deseada, kilómetros.

$$1500\ \text{m} \times \frac{1\ \text{km}}{1000\ \text{m}} = 1{,}5\ \text{km}$$

Cuando se resuelve el problema como una serie, el primer factor cancela los minutos, y el segundo factor los metros, lo que proporciona la respuesta final con las unidades requeridas, kilómetros.

$$\text{min} \times \frac{\text{m}}{\text{min}} \times \frac{\text{km}}{\text{m}} = \text{km}$$

$$45\ \text{min} \times \frac{33\ \text{m}}{1\ \text{min}} \times \frac{1\ \text{km}}{1000\ \text{m}} = 1{,}485\ \text{km} = 1{,}5\ \text{km}$$

Unidades dadas (iniciales)	Factor de velocidad	Factor métrico	Respuesta de la calculadora	Respuesta (unidades deseadas)
2 CS	2 CS	Exacto		2 CS

Las operaciones se pueden realizar de modo secuencial en una calculadora para obtener la parte numérica de la respuesta, que se debe ajustar para dar la respuesta final con el número correcto de cifras significativas (CS).

45	⊠	33	÷	1000	=	1,485	=	1,5
2 CS		2 CS		Exacto		Respuesta de la calculadora		2 CS (redondeado)

¡AHORA TÚ!

Una magdalena integral contiene 4,2 g de fibra. ¿Cuántas onzas (oz) de fibra se obtienen al ingerir tres magdalenas integrales si 1 lb = 16 oz? (***Pista:*** número de magdalenas ⟶ g de fibra ⟶ lb ⟶ oz)

El empleo de una secuencia con uno o más factores de conversión es una forma muy efectiva de planificar y resolver un problema, especialmente cuando se usa una calculadora. Una vez que se ha planificado cómo resolver el problema, los cálculos se pueden realizar sin escribir los valores intermedios. Es conveniente practicar este método hasta que se comprenda y domine la cancelación de unidades, así como la ejecución de las operaciones matemáticas correspondientes.

Cálculos médicos empleando factores de conversión

Los factores de conversión también son útiles para calcular medicaciones. Por ejemplo, si un antibiótico se presenta en comprimidos de 5 mg, la dosis se puede escribir como un factor de conversión, 5 mg/1 comprimido. En algunos hospitales todavía se sigue utilizando la antigua unidad farmacéutica grano (gr); en 1 grano hay 65 mg. Cuando se plantea un problema de medicación, generalmente se dispone de una receta del médico que indica la cantidad de medicamento que debe administrarse al paciente. La dosis de medicación se usa, pues, como un factor de conversión.

EJERCICIO RESUELTO 1.13

Cálculos médicos

La levotiroxina es un medicamento que se emplea como sustituto o complemento cuando la función tiroidea se encuentra suprimida o disminuida. A un paciente se le prescribe una

Profesiones con química

Técnico veterinario

«Estoy explorando las orejas de este perro, buscando parásitos, y también voy a examinar sus ojos, por si hubiese síntomas de conjuntivitis» dice Joyce Rhodes, veterinario auxiliar en el Sonoma Animal Hospital. «Siempre examinamos los dientes de los perros por el sarro, ya que la higiene dental es muy importante para su bienestar. Cuando necesito administrar alguna medicación a los animales, utilizo mis conocimientos en química para preparar la dosis adecuada que cada mascota debe tomar. Las dosis pueden ser miligramos, kilogramos o litros».

Como un miembro del equipo sanitario, un técnico veterinario asiste al veterinario en el cuidado y manejo de los animales. Además, archiva las historias médicas, recoge animales, realiza procedimientos en el laboratorio, prepara a los animales para la cirugía, asiste en las operaciones, toma radiografías, habla con los dueños de los animales y limpia sus dientes, entre otras tareas.

dosis de 0,200 mg, y dispone de comprimidos que contienen 50 μg de levotiroxina. ¿Cuántos comprimidos debe ingerir el paciente para tomar la dosis adecuada?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Dato** 0,200 mg de levotiroxina **Incógnita** comprimidos

Paso 2 **Método** mg | Factor métrico | μg | Factor clínico | comprimidos

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión.** En el problema, la información sobre la dosis se expresa como 50 μg por comprimido. Vamos a utilizar esta relación como una equivalencia, de igual modo que la equivalencia entre miligramos y microgramos, para escribir los factores de conversión entre ellas.

$$1 \text{ mg} = 1000\ \mu\text{g} \qquad \frac{1 \text{ mg}}{1000\ \mu\text{g}} \text{ y } \frac{1000\ \mu\text{g}}{1 \text{ mg}}$$

$$1 \text{ comprimido} = 50\ \mu\text{g} \qquad \frac{1 \text{ comprimido}}{50\ \mu\text{g}} \text{ y } \frac{50\ \mu\text{g}}{1 \text{ min}}$$

Paso 4 **Resolución del problema.** El problema se puede resolver empleando el factor métrico para cancelar los «miligramos» y el factor clínico para obtener «comprimidos» como la unidad final.

$$0{,}200 \text{ mg} \times \frac{1000\ \mu\text{g}}{1 \text{ mg}} \times \frac{1 \text{ comprimido}}{50\ \mu\text{g}} = 4 \text{ comprimidos}$$

¡AHORA TÚ!

A un paciente se le prescribe una dosis de antibiótico de 500 mg. Si el antibiótico se administra como un líquido con un contenido de 250 mg en 5,0 ml, ¿cuántos ml debe tomar el paciente?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Resolución de problemas

1.45 Cuando se convierten unas unidades en otras, ¿cómo se determina qué unidad debe colocarse en el denominador?

1.46 Cuando se convierten unas unidades en otras, ¿cómo se determina qué unidad debe colocarse en el numerador?

1.47 Utiliza factores de conversión decimales para resolver los siguientes problemas:
- **a.** La estatura de un alumno es de 175 cm. ¿Cuál es su estatura en metros?
- **b.** Un frigorífico tiene una capacidad de 5500 ml. ¿Cuál es su capacidad en litros?
- **c.** Un colibrí tiene una masa de 0,0055 kg. ¿Cuál es su masa en gramos?

1.48 Utiliza factores de conversión decimales para resolver los siguientes problemas:
- **a.** La cantidad diaria necesaria de fósforo es de 800 mg. ¿Cuántos gramos se necesitan al día?
- **b.** Un sobre de tarta de chocolate instantánea contiene 2840 mg de sodio, ¿a cuántos gramos equivale esta cantidad?
- **c.** Un vaso de zumo de naranja contiene 0,85 dl de zumo, ¿cuántos mililitros contiene?

1.49 Resuelve los siguientes problemas empleando uno o varios factores de conversión:
- **a.** En una jarra hay 0,500 qt de limonada. ¿Cuántos mililitros de limonada contiene?
- **b.** ¿Cuál es la masa en kilogramos de una persona que pesa 145 lb?
- **c.** Un atleta tiene un 15% (en peso) de grasa corporal. ¿Cuántas lb de grasa tiene el atleta si pesa 74 kg?

1.50 Resuelve los siguientes problemas empleando uno o varios factores de conversión:
- **a.** Se necesitan preparar 4 oz de una pomada que contenga un esteroide. Si en 1 lb hay 16 oz, ¿cuántos gramos hay que preparar?
- **b.** Un paciente recibe 5,0 pintas de plasma mediante una transfusión. ¿Cuántos ml son? (1 cuarto = 2 pintas)
- **c.** El vino tiene un contenido en alcohol del 12% (en volumen). ¿Cuántos ml de alcohol hay en una botella de vino de 0,750 l?

1.51 Empleando factores de conversión, resuelve los siguientes problemas médicos:
- **a.** Para tratar a un paciente en diálisis se han empleado 250 l de agua destilada, ¿cuántos galones son esa cantidad?
- **b.** Un paciente necesita 0,024 g de un medicamento. Los comprimidos son de 8 mg. ¿Cuántos comprimidos debe tomar?
- **c.** La dosis diaria de ampicilina para tratar una infección en el oído es de 115 mg/kg de peso. ¿Cuál es la dosis para un niño que pesa 34 lb?

1.52 Empleando factores de conversión, resuelve los siguientes problemas médicos:
- **a.** El médico ha prescrito que a un paciente se le administren 1,0 gramos de tetraciclina cada 6 horas. Si se dispone de comprimidos de 500 mg, ¿cuántos se necesitarán para un día?
- **b.** Una medicación intramuscular se administra en una dosis de 5,00 mg/kg de peso corporal. Si se le han administrado a un paciente 425 mg de medicación, ¿cuál es su peso en libras?
- **c.** Un médico ha prescrito una dosis intramuscular de atropina de 0,50 mg. Si el preparado de atropina del que se dispone tiene un contenido en atropina de 0,10 mg/ml de preparado, ¿cuántos mililitros se deben administrar al paciente?

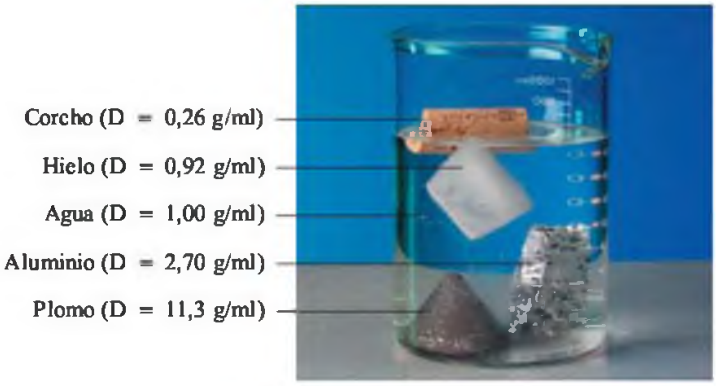


FIGURA 1.10 Los objetos más densos que el agua se hunden, mientras que los menos densos que el agua, flotan.

P ¿Por qué un objeto de corcho flota mientras que un trozo de plomo se hunde?

EL OBJETIVO ES...

calcular la densidad o la densidad relativa de una sustancia y emplear la densidad o la densidad relativa para calcular la masa o el volumen de una sustancia.

1.8 DENSIDAD

Las diferencias de densidad hacen que un objeto flote o se hunda. En la figura 1.10 se observa cómo el plomo se hunde debido a su mayor densidad con respecto al agua. Sin embargo, el corcho flota, ya que su densidad es menor que la del agua.

La masa y el volumen de los objetos se pueden medir. Sin embargo, cada una de estas medidas por separado no nos proporciona información sobre cómo de compacta es la sustancia. Cuando comparamos la masa de un objeto con respecto a su volumen obtenemos una relación que se denomina **densidad**.

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa de sustancia}}{\text{volumen de la sustancia}}$$

En el sistema métrico las densidades de los sólidos y líquidos generalmente se expresan en gramos por centímetro cúbico (g/cm^3) o gramos por mililitro (g/ml) y la densidad de los gases se suele medir en gramos por litro (g/l). En la tabla 1.11 se recogen las densidades de algunas sustancias comunes.

Densidad de sólidos

La densidad de un sólido se calcula a partir de su masa y de su volumen. Cuando un sólido se sumerge en agua, desplaza un volumen de agua que es *igual a su propio volumen*. En la figura 1.11 se observa cómo el nivel del agua se eleva de 35,5 a 45,0 ml al introducir un objeto de zinc, lo que significa que se han desplazado 9,5 ml de agua y que, por lo tanto, el volumen del objeto es de 9,5 ml. La densidad del zinc se puede calcular entonces del siguiente modo:

$$\text{Densidad} = \frac{68{,}60 \text{ g de zinc}}{9{,}5 \text{ ml}} = 7{,}2 \text{ g/ml}$$

TABLA 1.11 Densidades de algunas sustancias comunes

Sólidos (a 25 °C)	Densidad (g/ml)	Líquidos (a 25 °C)	Densidad (g/ml)	Gases (a 0 °C)	Densidad (g/ml)
Corcho	0,26	Gasolina	0,66	Hidrógeno	0,090
Madera (arce)	0,75	Etanol	0,79	Helio	0,179
Hielo (a 0 °C)	0,92	Aceite de oliva	0,92	Metano	0,714
Azúcar	1,59	Agua (a 4 °C)	1,00	Neón	0,90
Hueso	1,80	Plasma (sangre)	1,03	Nitrógeno	1,25
Aluminio	2,70	Orina	1,003–1,030	Aire (seco)	1,29
Cemento	3,00	Leche	1,04	Oxígeno	1,43
Diamante	3,52	Mercurio	13,6	Dióxido de carbono	1,96
Plata	10,5				
Plomo	11,3				
Oro	19,3				

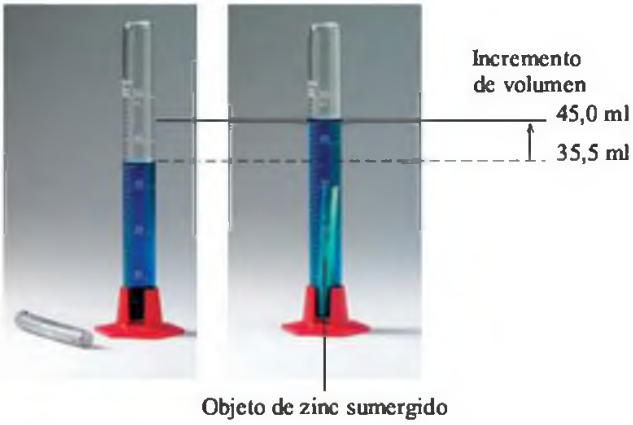


FIGURA 1.11 La densidad de un sólido se puede determinar a partir del volumen desplazado, ya que al sumergirse el objeto desplaza un volumen de agua igual a su propio volumen.
P ¿Cómo se determina el volumen del trozo de zinc de la figura?

EJERCICIO RESUELTO 1.14

Cálculo de la densidad

Una muestra de cobre tiene una masa de 44,65 g y un volumen de 5,0 ml. ¿Cuál es la densidad del cobre?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Dato** masa = 44,65 g; volumen = 5,0 ml **Incógnita** densidad (g/ml)

Paso 2 **Método** Para calcular la densidad, se sustituye la masa (g) y el volumen (ml) de la muestra de cobre en la expresión de la densidad

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión**

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa de sustancia}}{\text{volumen de la sustancia}}$$

Paso 4 **Resolución del problema**

$$\text{Densidad} = \frac{\overset{4\ \text{CS}}{44{,}65\ \text{g}}}{\underset{2\ \text{CS}}{5{,}0\ \text{ml}}} = \frac{\overset{2\ \text{CS}}{8{,}9\ \text{g}}}{1\ \text{ml}} = 8{,}9\ \text{g/ml}$$

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es la densidad (g/cm^3) de una barra de plata que tiene una masa de 294 g y un volumen de 28,0 cm^3?

EJERCICIO RESUELTO 1.15

Cálculo de la densidad con el volumen desplazado

El lastre de plomo del cinturón de un buceador tiene una masa de 226 g. Cuando el lastre se sumerge cuidadosamente en una probeta graduada que contiene 200,0 ml de agua, el nivel del agua se eleva a 220,0 ml. ¿Cuál es la densidad del lastre de plomo (g/ml)?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Dato** masa = 226 g; nivel del agua antes de la inmersión del objeto = 200,0 ml; nivel del agua tras la inmersión del objeto = 220,0 ml
Incógnita densidad (g/ml)

Paso 2 **Método** Para calcular la densidad, se sustituye la masa (g) y el volumen (ml) del lastre de plomo en la expresión de la densidad.

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión.**

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa de sustancia}}{\text{volumen de la sustancia}}$$

Paso 4 **Resolución del problema.** El volumen del lastre de plomo es igual al volumen de agua desplazado, que se calcula del siguiente modo:

	Nivel del agua antes de la inmersión del objeto	= 220,0 ml
-	Nivel del agua tras la inmersión del objeto	= 200,0 ml
	Agua desplazada (volumen del lastre de plomo)	= 20,0 ml

La densidad se calcula dividiendo la masa (g) por el volumen (ml). Asegúrate de que el volumen de agua que utilizas es el desplazado por el objeto, no el volumen inicial de agua.

$$\text{Densidad} = \underbrace{\frac{226\text{ g}}{20{,}0\text{ ml}}}_{3\text{ CS}} = \underbrace{\frac{11{,}3\text{ g}}{1\text{ ml}}}_{3\text{ CS}} = 11{,}3\text{ g/ml}$$

¡AHORA TÚ!

Al añadir 0,50 lb de mármol a 425 ml de agua, el nivel del agua se eleva hasta 528 ml. ¿Cuál es la densidad (g/ml) del mármol?

Resolución de problemas empleando la densidad

La densidad se puede utilizar como un factor de conversión. Por ejemplo, si se conocen el volumen y la densidad de una muestra se puede calcular su masa.

EJERCICIO RESUELTO 1.16

Resolución de problemas empleando la densidad

Si la densidad de la leche es de 1,04 g/ml, ¿cuántos gramos de leche hay en 0,50 qt de leche?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Dato** 0,50 qt **Incógnita** g

Paso 2 **Método.**

qt → Factor escala EE. UU.–métrica → l → Escala métrica → ml → Factor de densidad → g

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión.**

1 l = 1,06 qt	1 l = 1000 ml	1 ml = 1,04 g
$\frac{1\text{ l}}{1{,}06\text{ qt}}$ y $\frac{1{,}06\text{ qt}}{1\text{ l}}$	$\frac{1\text{ l}}{1000\text{ ml}}$ y $\frac{1000\text{ ml}}{1\text{ l}}$	$\frac{1\text{ ml}}{1{,}04\text{ g}}$ y $\frac{1{,}04\text{ g}}{1\text{ ml}}$

Paso 4 **Resolución del problema.**

$$\underbrace{0{,}50\text{ qt}}_{2\text{ CS}} \times \underbrace{\frac{1\,\cancel{l}}{1{,}06\text{ qt}}}_{3\text{ CS}} \times \underbrace{\frac{1000\,\cancel{\text{ml}}}{1\,\cancel{l}}}_{\text{Exacto}} \times \underbrace{\frac{1{,}04\text{ g}}{1\,\cancel{\text{ml}}}}_{3\text{ CS}} = \underbrace{490\text{ g } (4{,}9 \times 10^2\text{ g})}_{2\text{ CS}}$$

¡AHORA TÚ!

¿Cuántos ml de mercurio hay en un termómetro que contiene 20,4 g de mercurio? (En la tabla 1.11 se encuentra la densidad del mercurio.)

Densidad relativa

La **densidad relativa** o gravedad específica (**sp gr,** del inglés *specific gravity*) es la relación entre la densidad de una sustancia y la densidad del agua. Se calcula dividiendo la densidad de la sustancia por la densidad del agua, que es 1,00 g/ml a 4 °C. Una sustancia con una densidad relativa de 1,00 tiene la misma densidad que el agua, mientras que una con una densidad específica de 3,00 es tres veces más densa que el agua, y otra con una densidad relativa de 0,50 es justo la mitad de densa que el agua.

$$\text{Densidad relativa} = \frac{\text{densidad de la muestra}}{\text{densidad del agua}}$$

En el cálculo de la densidad relativa, las unidades de ambas densidades empleadas deben coincidir, de modo que todas las unidades se anulen y quede solamente un número adimensional. *La densidad relativa es uno de los pocos parámetros adimensionales (sin unidades) que se utilizan en química.*

La densidad relativa de fluidos como la orina o el líquido de las baterías se mide con un hidrómetro. En la figura 1.12 se emplea un hidrómetro para medir la densidad relativa de un líquido.

EJERCICIO RESUELTO 1.17

Densidad relativa

¿Cuál es la densidad relativa del aceite de coco si tiene una densidad de 0,925 g/ml?

SOLUCIÓN

$$\text{sp gr aceite} = \frac{\text{densidad del aceite}}{\text{densidad del agua}} = \frac{0{,}925\ \cancel{\text{g/ml}}}{1{,}00\ \cancel{\text{g/ml}}} = 0{,}925 \quad \text{Sin unidades}$$

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es la densidad relativa del hielo si 35,0 g de hielo tienen un volumen de 38,2 ml?

EJERCICIO RESUELTO 1.18

Resolución de problemas empleando la densidad relativa

Juan ha tomado 2,0 cucharaditas de jarabe (sp gr 1,20) para curar la tos. Si en cada cucharada hay 5,0 ml, ¿cuál es la masa (en gramos) de jarabe que ha tomado?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Dato** 2,0 cucharadas **Incógnita** gramos

Paso 2 **Método**

cucharaditas → Factor escala EE. UU.–métrica → ml → Factor de densidad → g

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión** Para resolver el problema, es más sencillo convertir el valor de la densidad relativa (1,20) a densidad.

Densidad = (sp gr) × 1,00 g/ml = 1,20 g/ml

1 cucharadita = 5,0 ml

$$\frac{5{,}0\ \text{ml}}{1\ \text{cucharadita}} \quad \text{y} \quad \frac{1\ \text{cucharadita}}{5{,}0\ \text{ml}}$$

1 ml = 1,20 g

$$\frac{1\ \text{ml}}{1{,}20\ \text{g}} \quad \text{y} \quad \frac{1{,}20\ \text{g}}{1\ \text{ml}}$$

Paso 4 **Resolución del problema**

$$2{,}0\ \cancel{\text{cucharaditas}} \times \frac{5{,}0\ \cancel{\text{ml}}}{1\ \cancel{\text{cucharadita}}} \times \frac{1{,}20\ \text{g}}{1\ \cancel{\text{ml}}} = 12\ \text{g de jarabe}$$

¡AHORA TÚ!

Una escultura de ébano tiene una masa de 275 g. Si el ébano tiene una densidad relativa de 1,33, ¿cuál es el volumen (ml) de la escultura?

Investiga tu entorno

¿Se hunde o flota?

1. Llena un cubo o un recipiente con agua. Coloca en él una lata de un refresco bajo en calorías y otro de una versión normal. ¿Qué ocurre? Empleando la información de la etiqueta, ¿cómo podría justificarse el resultado?
2. Diseña un experimento para determinar cuál de las siguientes sustancias es más densa:
   a. agua y aceite vegetal
   b. agua y hielo
   c. alcohol sanitario (etílico) y hielo
   d. aceite vegetal, agua y hielo

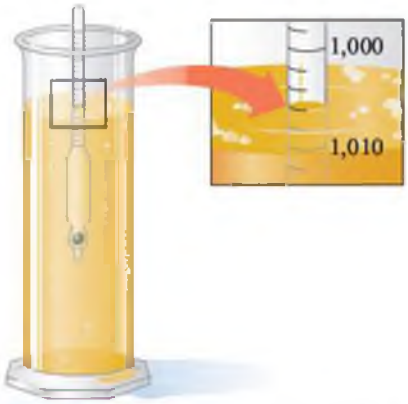


FIGURA 1.12 Cuando la densidad relativa de la cerveza medida con un hidrómetro es 1,010 o menor, la fermentación ha finalizado.
P Si la lectura del hidrómetro es 1,006, ¿cuál es la densidad del líquido?

Química y salud

Determinación del porcentaje de grasa corporal

El cuerpo humano está compuesta fundamentalmente de protoplasma, fluido extracelular, huesos y tejido adiposo. Un modo de determinar la cantidad de tejido adiposo es medir la densidad del cuerpo. Para ello, una vez que se ha medido la masa del cuerpo fuera del agua, se determina la masa corporal sumergiendo a la persona en agua. El agua ayuda a soportar el cuerpo gracias a la flotabilidad de este, por lo que la masa en el agua será menor. Cuanto mayor porcentaje de materia grasa tenga la persona, más flotará —disminuyendo a la par la masa en el agua—, ya que la grasa tiene una densidad menor que la del resto del cuerpo.

La diferencia entre la masa fuera y dentro del agua se conoce como fuerza de flotación y se emplea para determinar el volumen del cuerpo, que se puede relacionar con la masa para conocer la densidad. Por ejemplo, si una persona de 70,0 kg tiene un volumen de 66,7 l, la densidad de su cuerpo se calcula como:

$$\frac{\text{Masa corporal}}{\text{Volumen corporal}} = \frac{70{,}0\ \text{kg}}{66{,}7\ \text{l}} = 1{,}05\ \text{kg/l o} = 1{,}05\ \text{g/ml}$$

Cuando se ha calculado la densidad corporal, se compara con unas tablas que correlacionan el porcentaje de tejido adiposo con la densidad corporal. Según estas tablas, una persona con una densidad corporal de 1,05 g/ml tiene un 21% de grasa corporal. Esta información es útil para los atletas, que la emplean para planificar su dieta y entrenamientos.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Densidad

1.53 ¿Cuál es la densidad (g/ml) de cada una de las siguientes muestras?

a. Una muestra de 20,0 ml de una disolución con una masa de 24,0 g.

b. Un objeto con una masa de 1,65 lb y un volumen de 170 ml.

c. Una gema tiene una masa de 45,0 gramos. Cuando se introduce en una probeta graduada con 20,0 ml de agua, el nivel del agua se eleva hasta 34,5 ml.

1.54 ¿Cuál es la densidad (g/ml) de cada una de las siguientes muestras?

a. Una medicina, si 3,00 ml tienen una masa de 3,85 g.

b. El líquido de la batería de un coche, si tiene un volumen de 125 ml y una masa de 155 g.

c. Una muestra de orina de 5,00 ml de un paciente con síntomas de diabetes mellitus. La masa de la muestra de orina es de 5,025 g.

1.55 Utiliza el valor de la densidad para resolver los siguientes problemas:

a. ¿Cuál es la masa, en gramos, de 0,500 l de un líquido con una densidad de 1,4 g/ml?

b. ¿Cuál es la masa de una disolución de glucosa intravenosa que está en una botella de 500 ml si la disolución tiene una densidad de 1,15 g/ml?

c. Un escultor ha preparado un molde para el vaciado de una figura de bronce de 225 ml de volumen. Si el bronce tiene una densidad de 7,8 g/ml, ¿cuántas onzas de bronce se necesitan para hacer la figura?

1.56 Utiliza el valor de la densidad para resolver los siguientes problemas:

a. Una probeta graduada contiene 18,0 ml de agua. ¿Qué nivel alcanza el agua si se introducen en ella 35,6 g de plata metálica con una densidad de 10,5 g/ml?

b. Se rompe un termómetro que contiene 8,3 g de mercurio. Si el mercurio tiene una densidad de 13,6 g/ml, ¿qué volumen de mercurio se ha derramado?

c. Un acuario contiene 35 galones de agua. Empleando el valor de la densidad del agua (1,0 g/ml), determina el número de libras de agua que hay en el acuario.

1.57 Resuelve los siguientes problemas sobre la densidad relativa:

a. Una muestra de orina tiene una densidad de 1,030 g/ml. ¿Cuál es la densidad relativa de la muestra?

b. Un líquido tiene un volumen de 40,0 ml y una masa de 45,0 g. ¿Cuál es su densidad relativa?

c. La densidad relativa de un aceite vegetal es 0,85. ¿Cuál es su densidad?

1.58 Resuelve los siguientes problemas sobre la densidad relativa:

a. Una disolución de glucosa al 5,0% tiene una densidad relativa de 1,02. ¿Cuál es la masa de 500 ml de dicha disolución?

b. Una botella contiene 325 g de un limpiador. Si el limpiador tiene una densidad relativa de 0,850, ¿qué volumen tiene la botella?

c. La mantequilla tiene una densidad relativa de 0,86. ¿Cuál es la masa, en gramos, de 2,15 l de mantequilla?

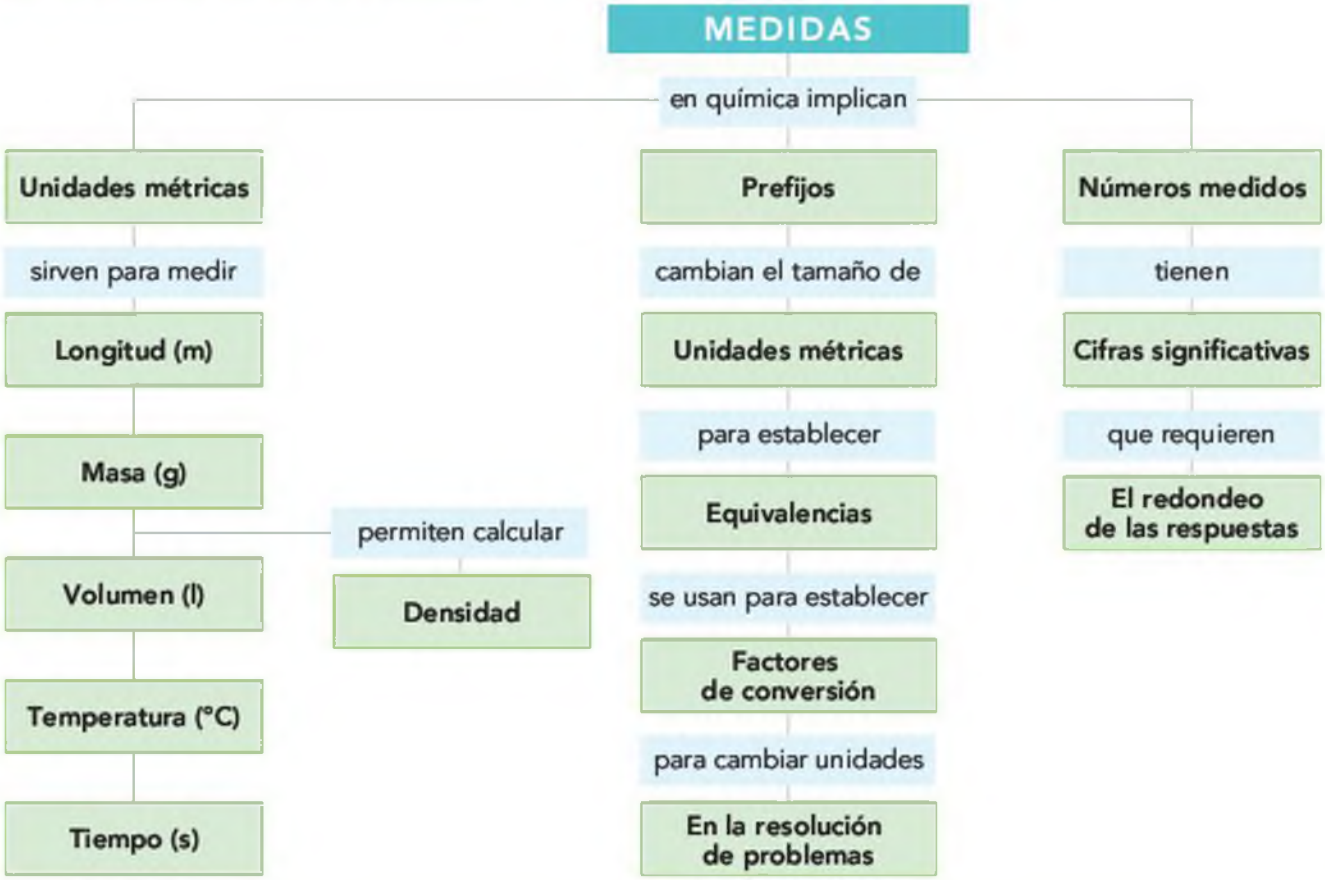
Química y salud

Densidad relativa de la orina

Frecuentemente la densidad relativa de la orina se determina al estudiar el estado de salud de las personas. La densidad relativa de la orina generalmente se encuentra en el rango 1,003–1,030; es algo mayor que la correspondiente al agua debido a que la orina contiene compuestos y sales disueltos.

Cuando la densidad relativa de la orina es demasiado alta o demasiado baja, el médico puede sospechar que existe un problema de riñón. Por ejemplo, si la muestra de orina presenta una densidad relativa de 1,001, significativamente menor de lo normal, se debe considerar la posibilidad de que haya un mal funcionamiento de riñón. Por el contrario, cuando existe una gran pérdida de agua por deshidratación, la orina suele tener una densidad relativa por encima de lo normal.

MAPA CONCEPTUAL



¡DE UN VISTAZO!

1.1 Unidades de medida

El objetivo es... escribir los nombres y símbolos de las unidades empleadas en la medida de la longitud, el volumen y la masa.

En ciencia, la cantidades físicas se expresan en unidades del sistema métrico o del Sistema Internacional (SI). Algunas unidades importantes son: el metro (m) para la longitud, el litro (l) para el volumen, el gramo (g) y el kilogramo (kg) para la masa, los grados Celsius (°C) y Kelvin (K) para la temperatura y los segundos (s) para el tiempo.

1.2 Notación científica

El objetivo es... emplear la notación científica para expresar números grandes y pequeños.

Los números grandes o pequeños se pueden escribir empleando la notación científica, en la cual la coma decimal se desplaza para dar un coeficiente entre 1 y 9, y el número de decimales desplazados se indica con una potencia de 10. Los números grandes se expresan con potencias de 10 positivas y los pequeños, con potencias negativas.

1.3 Números medidos y cifras significativas

El objetivo es... determinar el número de cifras significativas en números medidos.

Un número medido es cualquier número que se determina con un equipo de medida. Los números exactos son los que se obtienen al contar objetos o a partir de una definición, sin necesidad de utilizar ningún equipo de medida. Las cifras significativas son los números de la medida en cuestión, incluyendo el último dígito que es estimado. Los ceros delante de un número decimal o al final de un número grande no son significativos.

1.4 Cifras significativas en cálculos

El objetivo es... ajustar los resultados calculados al número apropiado de cifras significativas.

En las multiplicaciones y en las divisiones el resultado final se escribe de forma que tenga el mismo número de cifras significativas que la medida con el menor número de cifras significativas. En las sumas y restas el resultado final se escribe con el mismo número de decimales que la medida con el menor número de decimales.

1.5 Prefijos y equivalencias

El objetivo es... usar los valores numéricos de los prefijos para escribir equivalencias métricas.

Los prefijos colocados delante de una unidad cambian su valor en múltiplos de 10. Prefijos como *centi*, *mili* y *micro* dan lugar a unidades más pequeñas; prefijos como *kilo*, a unidades mayores. Una equivalencia relaciona dos unidades métricas que miden la misma cantidad de longitud, volumen o masa. Ejemplos: 1 m = 100 cm; 1 l = 1000 ml; 1 kg = 1000 g.

1.6 Cómo escribir factores de conversión

El objetivo es... escribir un factor de conversión para dos unidades que indican la misma cantidad.

Los factores de conversión se utilizan para escribir una relación en forma de fracción. Se pueden escribir dos factores de conversión para cualquier relación en el sistema métrico o en el estadounidense.

1.7 Resolución de problemas

El objetivo es... emplear factores de conversión para pasar de una unidad a otra.

Los factores de conversión son útiles para cambiar una cantidad expresada en unas unidades a otra cantidad expresada en unas unidades diferentes. Durante el proceso, la unidad dada se multiplica por uno o varios factores de conversión que van cancelando unidades hasta que se obtiene la respuesta en las unidades deseadas.

1.8 Densidad

El objetivo es... calcular la densidad o la densidad relativa de una sustancia y emplear la densidad o la densidad relativa para calcular la masa o el volumen de una sustancia.

La densidad de una sustancia es una relación entre su masa y su volumen y generalmente se expresa en g/ml o g/cm³. La densidad se puede utilizar como un factor de conversión para transformar la masa en volumen y viceversa. La densidad relativa (sp gr) compara la densidad de una sustancia con la del agua, 1,00 g/ml.

TÉRMINOS CLAVE

Centímetro (cm) Unidad de medida del sistema métrico; 1 in. = 2,54 cm.

Centímetro cúbico (cm³, cc) Volumen de un cubo de 1 cm de lado; equivale a 1 ml.

Cifras significativas Números medidos al realizar la medida.

Densidad Relación entre la masa de un objeto y su volumen. Generalmente se expresa en gramos por centímetro cúbico (g/cm³), gramos por mililitro (g/ml) o gramos por litro (g/l).

Densidad relativa (sp gr) Relación entre la densidad de una sustancia y la densidad del agua:

$$\text{Sp gr} = \frac{\text{densidad de la muestra}}{\text{densidad del agua}}$$

Equivalencia Relación entre dos unidades que miden la misma cantidad.

Escala de temperatura Celsius (°C) Escala de temperatura en la que al agua se le asigna un punto de congelación de 0 °C y un punto de ebullición de 100 °C.

Escala de temperatura Kelvin (K) Escala de temperatura en la que la menor temperatura posible es 0 K.

Factor de conversión Relación en la que en el numerador y en el denominador hay cantidades procedentes de equivalencias o de relaciones dadas. Por ejemplo, los factores de conversión para la relación 1 kg = 2,20 lb se escriben:

$$\frac{2{,}20\ \text{lb}}{1\ \text{kg}} \quad \text{y} \quad \frac{1\ \text{kg}}{2{,}20\ \text{lb}}$$

Gramo (g) Unidad métrica empleada para medir la masa.

Kilogramo (kg) Unidad métrica de masa equivalente a 1000 g o a 2,20 lb. El kilogramo es la unidad estándar de masa en el SI.

Litro (l) Unidad métrica de volumen, ligeramente mayor que el cuarto de galón (qt).

Masa Medida de la cantidad de materia de un objeto.

Metro (m) Unidad métrica de longitud, ligeramente mayor que la yarda. El metro es la unidad estándar de longitud en el SI.

Mililitro (ml) Unidad métrica de volumen equivalente a la milésima parte de un litro (0,001 l).

Notación científica Forma de escribir números grandes o pequeños usando un coeficiente entre 1 y 9 seguido de una potencia de 10.

Números exactos o puros Números obtenidos por definición o contando objetos.

Números medidos Números obtenidos con un equipo de medida.

Prefijo Partícula que precede al nombre de una unidad base y especifica su tamaño. Todos los prefijos se refieren a una escala decimal.

Segundo (s) Unidad de tiempo empleada tanto en el sistema métrico como en el SI.

Sistema métrico Sistema de medida empleado por los científicos en la mayor parte de países.

Temperatura Indicador del calor o frío de un objeto.

Volumen Cantidad de espacio ocupado por un objeto.

COMPRENDER LOS CONCEPTOS

1.59 ¿En cuáles de las siguientes parejas los dos números tienen el mismo número de cifras significativas?

a. 11,0 m y 11,00 m
b. 600,0 K y 60 K
c. 0,000 75 s y 75 000 s
d. 255,0 l y $6{,}240 \times 10^{-2}$ l

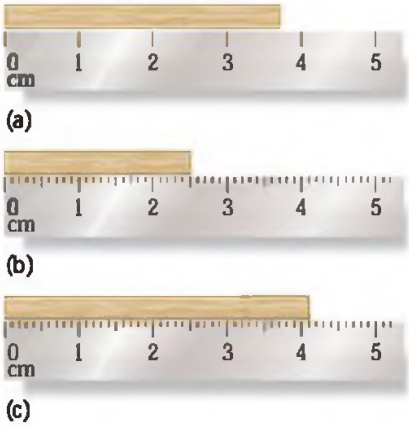
1.60 ¿En cuáles de las siguientes parejas los dos números tienen el mismo número de cifras significativas?

a. $5{,}75 \times 10^{-3}$ g y 0,002 87 g
b. 0,002 50 m y 0,205 m
c. 150 000 s y $1{,}5 \times 10^{2}$ s
d. 0,0038 l y 75 000 ml

1.61 Indica si las siguientes medidas corresponden a un número exacto o a un número medido:

a. número de patas de la mesa y de las sillas
b. altura de la mesa
c. número de sillas en la mesa
d. área del tablero de la mesa

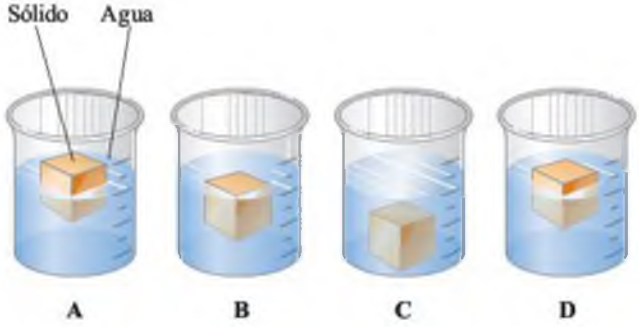
1.62 Mide la longitud de los objetos en las figuras **(a)**, **(b)** y **(c)** usando las reglas dibujadas en cada figura. Indica el número de cifras significativas y el dígito estimado para cada una de ellas.



1.63 Mide con una regla la longitud y la anchura del siguiente rectángulo:

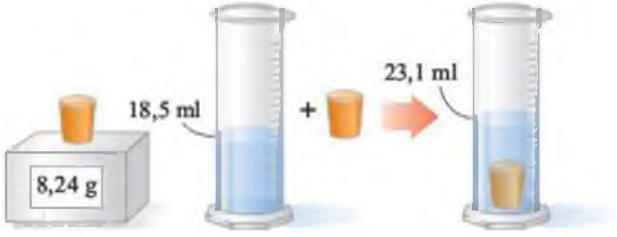
a. ¿Cuál es la longitud y la anchura del rectángulo, medida en centímetros?
b. ¿Cuál es la longitud y la anchura del rectángulo, medida en milímetros?
c. ¿Cuántas cifras significativas hay en la longitud medida?
d. ¿Cuántas cifras significativas hay en la anchura medida?
e. ¿Cuál es el área del rectángulo en cm^2?
f. ¿Cuántas cifras significativas hay en la respuesta calculada para el área?

1.64 Cada uno de los siguientes dibujos representa un recipiente con agua y un cubo en su interior. Algunos cubos flotan, mientras que otros se hunden. Relaciona los dibujos A, B, C y D con una de las siguientes afirmaciones y justifica tu elección.



a. El cubo tiene una densidad mayor que el agua.
b. El cubo tiene una densidad entre 0,60 y 0,80 g/ml.
c. El cubo tiene la mitad de densidad que el agua.
d. El cubo tiene la misma densidad que el agua.

1.65 ¿Cuál es la densidad del objeto que se pesa y se sumerge en el agua?

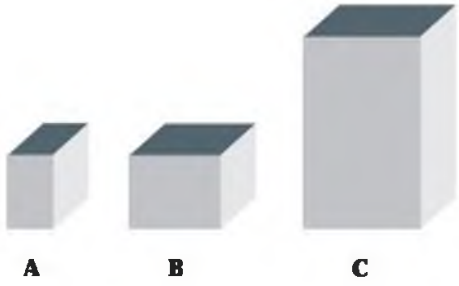


1.66 Considera que los sólidos A, B y C representan oro, plata y aluminio. Si cada uno de ellos tiene una masa de 10,0 g, ¿con qué letra se corresponde cada sólido?

Densidad del aluminio = 2,70 g/ml

Densidad del oro = 19,3 g/ml

Densidad de la plata = 10,5 g/ml



EJERCICIOS Y PROBLEMAS ADICIONALES

Los ejercicios y problemas de este apartado están relacionados con los conceptos estudiados en este capítulo. Sin embargo, no siempre se sigue el orden en el que aparecen en el capítulo, y su resolución requiere la combinación de conceptos y aprendizajes de distintas secciones. Estos problemas te ayudarán a incrementar tu capacidad de razonamiento y a preparar el examen.

1.67 Redondea o añade ceros a los siguientes resultados calculados para dar una respuesta final con tres cifras significativas:
a. 0,000 012 58 l **b.** $3,528 \times 10^2$ kg
c. 125 111 m **d.** 58,703 g
e. 3×10^{-3} s **f.** 0,010 826 g

1.68 ¿Cuál es la masa total, en gramos, de un postre que contiene 137,25 g de helado de vainilla, 84 g de sirope de chocolate y 43,7 gramos de nueces?

1.69 Entrenando en el gimnasio, seleccionamos el nivel de la cinta para correr a una velocidad de 55,0 metros por minuto. ¿Cuántos minutos vamos a correr si queremos cubrir una distancia de 7500 pies?

1.70 Una empresa envía a un restaurante 22 kg de salmón, 5,5 kg de cangrejos y 3,48 kg de ostras.
a. ¿Cuál es la masa total, en kilogramos, del pescado enviado?
b. ¿Cuántas son las libras totales?

1.71 En Francia las uvas cuestan 1,75 euros por kilo. ¿Cuánto cuestan las uvas, en dólares por libra, si, al cambio, 1 euro cuesta 1,36 dólares?

1.72 En México, los aguacates cuestan 48 pesos por kilo. ¿Cuántos céntimos de dólar cuesta un aguacate que pesa 0,45 lb si, al cambio, un dólar cuesta 11 pesos?

1.73 En su receta de sopa de cebolla, Guillermo utiliza 4,0 lb de cebolla cortada en rodajas finas. Si cada cebolla tiene una masa media de 115 g, ¿cuántas cebollas necesitará Guillermo?

1.74 El precio de 1 libra de patatas es de 1,75 dólares. Si al vender todas las patatas de la tienda se han obtenido 1420$, ¿cuántos kilos de patatas se han vendido?

1.75 En una caja de galletas se muestra la siguiente información:
Tamaño de la ración media 0,50 oz (6 galletas)
Grasa: 4 gramos por ración Sodio: 140 mg por ración
a. Si la caja tiene un peso neto —solo el contenido— de 8,0 oz, ¿cuántas galletas hay en la caja?
b. Si has comido 10 galletas, ¿cuántas onzas de grasa has consumido?
c. ¿Cuántos gramos de sodio se necesitan para preparar 50 cajas de galletas? (Ayuda: está relacionado con el apartado a.)

1.76 Una unidad de diálisis necesita 75 000 ml de agua destilada, ¿cuántos galones de agua necesita? (1 gal = 4 qt)

1.77 Para evitar una infección bacteriana, un doctor receta a su paciente 4 cápsulas de amoxicilina al día durante 10 días. Si cada cápsula contiene 250 mg de amoxicilina, ¿cuántas onzas de amoxicilina recibe el paciente en los 10 días de tratamiento?

1.78 La dieta que sigue Celeste limita la ingesta de proteínas a 24 g al día. Si toma 1,2 oz de proteínas, ¿excede su consumo diario de proteínas?

1.79 ¿A cuánto equivale un nivel de colesterol de 1,85 g/l en las unidades estándar mg/dl?

1.80 Un objeto tiene una masa de 3,15 onzas y un volumen de 0,1173 l. ¿Cuál es la densidad (g/ml) del objeto?

1.81 La densidad del plomo es 11,3 g/ml. Inicialmente, el nivel del agua contenida en una probeta graduada es de 215 ml y se eleva a 285 ml después de introducir un trozo de plomo en ella. ¿Cuál es la masa en gramos del trozo de plomo?

1.82 Una probeta graduada contiene 155 ml de agua, y en ella se introducen una pieza de hierro (densidad = 7,86 g/cm^3) de 15,0 g y una de plomo (densidad = 11,3 g/cm^3) de 20,0 g. ¿Cuál es el nuevo nivel del agua en la probeta?

1.83 ¿Cuántos centímetros cúbicos (cm^3) de aceite de oliva tienen la misma masa que 1,00 l de gasolina? (V. tabla 1.11).

1.84 El alcohol etílico tiene una densidad relativa de 0,79. ¿Cuál es el volumen, en cuartos, de 1,50 kg de alcohol?

1.85 Mediante una liposucción, los médicos eliminan parte del tejido adiposo del cuerpo de una paciente. Si la grasa corporal tiene una densidad de 0,94 g/ml y se han eliminado 3,0 l de grasa, ¿cuántas libras de grasa se han eliminado? (V. «Química y salud: Determinación del porcentaje de grasa corporal».)

1.86 Una persona de 50,0 kg que se introduce en un tanque de agua para medir su grasa corporal tiene una masa sumergida de 2,0 kg. Esta diferencia de masa corporal es igual a la masa de agua desplazada por el cuerpo. La densidad del agua es 1,00 g/ml. Contesta a las siguientes cuestiones. (V. «Química y salud: Determinación del porcentaje de grasa corporal».)
a. ¿Qué volumen de agua ha sido desplazado?
b. ¿Cuál es volumen, en l, de la persona?
c. ¿Cuál es la densidad, en g/ml, de esa persona?

1.87 Un urinómetro es un hidrómetro que se emplea para medir la densidad relativa de muestras de orina.
a. ¿Cuál es la densidad de una muestra de orina que tiene una densidad relativa de 1,012?
b. ¿Cuál es la masa de una muestra de 5,00 ml de orina con una densidad relativa de 1,022?

1.88 Normalmente la densidad relativa de la orina está entre 1,003 y 1,030. Si una muestra de 10,0 ml de orina tiene una masa de 10,31 g, ¿cuál es la densidad relativa de la orina? ¿Se considera una orina normal? ¿Por qué?

¡ACEPTA EL RETO!

1.89 Una balanza mide masas de hasta 0,001 g. Si se determina la masa de un objeto que pesa aproximadamente 30 g, ¿su masa se expresaría como 30, 32,5; 31,25; 34,075 o 3000 g? Justifica tu elección en dos o tres líneas.

1.90 Cuando tres alumnos utilizan la misma regla para medir un clip de papel, obtienen como resultado 5,8 cm, 5,75 cm y 5,76 cm. Si la regla está dividida en milímetros, ¿cuáles son las razones que explican los distintos valores?

1.91 Un coche viaja a 55 millas por hora y recorre 11 kilómetros con un litro de gasolina. ¿Cuántos galones de gasolina serán necesarios para realizar un viaje de 3,0 horas?

1.92 Un trozo de 50,0 g de plata y otro de 50,0 g de oro son introducidos en una probeta graduada que contiene 75,5 ml de agua. ¿Cuál será el nuevo nivel del agua en la probeta?

1.93 En la fabricación de procesadores de ordenador se cortan cilindros de silicio en láminas muy finas de 3,00 pulgadas de diámetro y con una masa de 1,50 g de silicio. ¿Cuál es el espesor (mm) de cada lámina de silicio si este elemento tiene una densidad de 2,33 g/cm³? (El volumen de un cilindro es $V = \pi r^2 h$.)

1.94 Una crema de protección solar contiene un 2,50% en peso de salicilato de bencilo. Si cada tubo contiene 4,0 onzas de crema, ¿cuántos kilogramos de salicilato de bencilo se necesitan para fabricar 325 tubos de crema?

1.95 En los siguientes apartados, calcula las cantidades que se necesitan para proporcionar a una persona de 180 lb de peso la LD_{50} de cafeína que se muestra en la tabla 1.10.

a. Tazas de café, si una taza equivale a 12 onzas fluidas (fl oz) y hay 100 mg de cafeína en 6 fl oz de café.
b. Latas de refresco de cola, si cada lata contiene 50 mg de cafeína.
c. Caramelos de café, si cada caramelo contiene 100 mg de cafeína.

1.96 La etiqueta de una botella de media pinta de agua muestra los siguientes componentes. Si su densidad es la misma que la del agua pura y bebemos 3 botellas de agua al día, ¿cuántos miligramos de cada componente estaremos ingiriendo?

a. calcio: 28 ppm
b. flúor: 0,08 ppm
c. magnesio: 12 ppm
d. potasio: 3,2 ppm
e. sodio: 15 ppm

RESPUESTAS

Respuestas de *¡Ahora tú!*

1.1 **a.** metro **b.** grado Celsius (°C) **c.** gramo (g)

1.2 **a.** $4{,}25 \times 10^5$ m **b.** 8×10^{-7} g

1.3 **a.** dos **b.** uno **c.** cinco

1.4 **a.** 36 m **b.** 0,0026 l **c.** $3{,}8 \times 10^3$ g **d.** 1,3 kg

1.5 **a.** 0,4924 **b.** 0,0080 o $8{,}0 \times 10^{-3}$ **c.** 2,0

1.6 **a.** 83,70 mg **b.** 0,5 l

1.7 **a.** giga **b.** centi

1.8 **a.** 1000 **b.** 0,001

1.9 Factores de conversión: $\frac{1 \text{ zs}}{1 \times 10^{-21} \text{s}}$ y $\frac{1 \times 10^{-21} \text{s}}{1 \text{ zs}}$

1.10 **a.** $\frac{62{,}2 \text{ km}}{1 \text{ h}}$, $\frac{1 \text{ h}}{62{,}2 \text{ km}}$
b. $\frac{10\ \mu\text{g}}{1 \text{ kg}}$, $\frac{1 \text{ kg}}{10\ \mu\text{g}}$

1.11 1,89 l

1.12 0,44 oz

1.13 10 ml

1.14 10,5 g/cm³

1.15 2,2 g/ml

1.16 1,50 ml

1.17 0,916

1.18 207 ml

Respuestas de los *Ejercicios y problemas* seleccionados

1.1 En EE. UU., **a.** el peso se mide en libras (lb), **b.** la altura se mide en pies y pulgadas, **c.** la gasolina en galones, y **d.** la temperatura en grados Fahrenheit (°F). En México, **a.** la masa se mide en kilogramos, **b.** la altura en metros, **c.** la gasolina en litros y **d.** la temperatura en grados Celsius (°C).

1.3 **a.** metro, longitud **b.** gramo, masa **c.** mililitro, volumen **d.** segundo, tiempo **e.** celsius, temperatura

1.5 **a.** $5{,}5 \times 10^4$ g **b.** $4{,}8 \times 10^2$ g **c.** 5×10^{-6} cm **d.** $1{,}4 \times 10^{-4}$ s **e.** $7{,}2 \times 10^{-3}$ l

1.7 **a.** $7{,}2 \times 10^3$ **b.** $3{,}2 \times 10^{-2}$ **c.** 1×10^4 **d.** $6{,}8 \times 10^{-2}$

1.9 **a.** medido **b.** exacto **c.** exacto **d.** medido

1.11 **a.** 6 onzas de carne **b.** ninguno **c.** 0,75 lb, 350 g **d.** Ninguno, las definiciones son exactas.

1.13 **a.** no significativo **b.** significativo **c.** significativo **d.** significativo **e.** no significativo

1.15 **a.** 5 **b.** 2 **c.** 2 **d.** 3 **e.** 4 **f.** 3

1.17 Las calculadoras generalmente proporcionan más dígitos que el número de cifras significativas permitidas en la respuesta.

1.19 **a.** 1,85 **b.** 184 **c.** 0,00474 **d.** 8810 **e.** $1{,}83 \times 10^5$

1.21 **a.** $5{,}08 \times 10^3$ l **b.** $3{,}74 \times 10^4$ g **c.** 1,05 × 105 m **d.** $2{,}51 \times 10^{-4}$ m

1.23 **a.** 1,6 **b.** 0,01
c. 27,6 **d.** 3,5

1.25 **a.** 53,54 cm **b.** 127,6 g
c. 121,5 ml **d.** 0,50 l

1.27 «km/h» significa kilómetros por hora, «mi/h» significa millas por hora.

1.29 El prefijo *kilo* indica que hay que multiplicar por 1000. Un kg tiene la misma masa que 1000 g.

1.31 **a.** mg **b.** dl
c. km **d.** kg
e. μl **f.** ng

1.33 **a.** 0,01 **b.** $1000 = 1 \times 10^3$
c. 1×10^{-3} **d.** 0,1
e. 1×10^6 **f.** 1×10^{-12}

1.35 **a.** 100 cm **b.** 1000 m
c. 0,001 m **d.** 1000 ml

1.37 **a.** kilogramo **b.** mililitro
c. km **d.** kl
e. nanómetro

1.39 Se puede invertir un factor de conversión para obtener otro.

1.41 **a.** 100 cm = 1 m, $\frac{100\text{ cm}}{1\text{ m}}$ y $\frac{1\text{ m}}{100\text{ cm}}$

b. 1000 mg = 1 g, $\frac{1000\text{ mg}}{1\text{ g}}$ y $\frac{1\text{ g}}{1000\text{ mg}}$

c. 1 l = 1000 ml, $\frac{1000\text{ ml}}{1\text{ l}}$ y $\frac{1\text{ l}}{1000\text{ ml}}$

d. 1 dl = 100 ml, $\frac{100\text{ ml}}{1\text{ dl}}$ y $\frac{1\text{ dl}}{100\text{ ml}}$

e. 1 semana = 7 días, $\frac{1\text{ semana}}{7\text{ días}}$ y $\frac{7\text{ días}}{1\text{ semana}}$

1.43 **a.** $\frac{3{,}5\text{ m}}{1\text{ s}}$ y $\frac{1\text{ s}}{3{,}5\text{ m}}$

b. $\frac{3500\text{ mg de potasio}}{1\text{ día}}$ y $\frac{1\text{ día}}{3500\text{ mg de potasio}}$

c. $\frac{46{,}0\text{ km}}{1{,}0\text{ gal}}$ y $\frac{1{,}0\text{ gal}}{46{,}0\text{ km}}$

d. $\frac{50\text{ mg de atenolol}}{1\text{ pastilla}}$ y $\frac{1\text{ pastilla}}{50\text{ mg de atenolol}}$

e. $\frac{29\ \mu\text{g}}{1\text{ kg}}$ y $\frac{1\text{ kg}}{29\ \mu\text{g}}$

1.45 Las unidades en el numerador deben cancelar las unidades en el denominador precedente.

1.47 **a.** 1,75 m **b.** 5,5 l **c.** 5,5 g

1.49 **a.** 473 ml **b.** 65,9 kg **c.** 24 lb

1.51 **a.** 66 gal **b.** 3 comprimidos **c.** 1800 mg

1.53 **a.** 1,20 g/ml **b.** 4,4 g/ml **c.** 3,10 g/ml

1.55 **a.** 210 g **b.** 575 g **c.** 62 oz

1.57 **a.** 1,030 **b.** 1,13 **c.** 0,85 g/ml

1.59 **c.** 0,000 75 s y 75 000 s
d. 255,0 l y $6{,}240 \times 10^{-2}$ l

1.61 **a.** exacto **b.** medido
c. exacto **d.** medido

1.63 **a.** longitud = 6,96 cm, anchura = 4,75 cm
b. longitud = 69,6 mm, anchura = 47,5 mm
c. 3 cifras significativas
d. 3 cifras significativas
e. 33,1 cm^2
f. 3 cifras significativas

1.65 1,8 g/ml

1.67 **a.** 0,000 012 6 l **b.** $3{,}53 \times 10^2$ kg
c. 125 000 m **d.** 58,7 g
e. $3{,}00 \times 10^{-3}$ s **f.** 0,0108 g

1.69 42 min

1.71 1,08$ la libra

1.73 16 cebollas

1.75 **a.** 96 galletas **b.** 0,2 oz de grasa **c.** 110 g de sodio

1.77 0,35 oz

1.79 185 mg/dl

1.81 790 g

1.83 720 cm^3

1.85 6,2 lb

1.87 **a.** 1,012 g/ml **b.** 5,11 g

1.89 La masa se mediría como 34,075 g, ya que la balanza es capaz de pesar 0,001 g, por lo que el valor medido debe estar en el mismo rango.

1.91 6,4 gal

1.93 0,141 mm

1.95 **a.** 79 tazas **b.** 314 botes **c.** 157 comprimidos

2 Energía y materia

EN ESTA UNIDAD...

2.1 Energía

2.2 Energía y nutrición

2.3 Conversiones de temperatura

2.4 Calor específico

2.5 Los estados de la materia

2.6 Cambios de estado

«Si alguna vez ha recibido primeros auxilios tras un accidente deportivo,» dice Cort Kim, fisioterapeuta de la Sunrise Sports Medicine Clinic, «es muy probable que le hayan aplicado una almohadilla fría o una caliente. Se usan para diversos tipos de lesiones. En esta fotografía puede verse cómo se aplica una almohadilla fría en el hombro de una paciente para reducir la inflamación».

Una almohadilla fría o caliente no es más que una reacción química empaquetada. Cuando se golpea o se abre el paquete para activarlo, se mezclan los compuestos químicos del interior y se inicia así la reacción. En una almohadilla fría la reacción que tiene lugar absorbe energía calorífica: el paquete se enfría y absorbe el calor de la zona lesionada. En las almohadillas calientes se emplean reacciones que generan energía y calientan por tanto el paquete. En ambos casos, la reacción transcurre a una velocidad moderada, de forma que la almohadilla permanece activa durante largo tiempo, sin enfriarse o calentarse demasiado.

the Chemistry place

Visita **www.chemplace.com** y encontrarás cuestiones adicionales, tutoriales interactivos, información profesional, diapositivas en PowerPoint para repasar el capítulo, ayuda para resolver las operaciones matemáticas y casos prácticos.

En la mayoría de las tareas que llevamos a cabo está involucrada la energía. Empleamos energía al caminar, jugar al tenis, estudiar o respirar. También la empleamos para calentar agua, cocinar, encender la luz, usar el ordenador o la lavadora, o conducir un coche. Esta energía, por supuesto, proviene de alguna parte. El cuerpo humano toma la energía que necesita de la comida que ingerimos: si no comemos durante un tiempo, nos quedamos sin energía. En las casas, escuelas y automóviles la energía se obtiene quemando combustibles fósiles, como gasoil, propano o gasolina.

Al mirar en nuestro entorno, observamos que la materia puede adoptar la forma física de un sólido, un líquido o un gas. El agua es un ejemplo típico de un compuesto fácilmente observable en los tres estados: en un cubito de hielo o en una pista de patinaje sobre hielo, el agua está en estado sólido; cuando sale del grifo o llena una piscina, se encuentra en estado líquido; y cuando se evapora de la ropa mojada o hierve en una cacerola, el agua está en forma gaseosa. Las sustancias cambian de estado ganando o perdiendo energía. Por ejemplo, se añade energía para derretir los cubitos de hielo o para hervir el agua en la tetera y, por el contrario, se elimina energía para congelar el agua líquida en la bandeja de cubitos o para condensar el vapor de agua (gas) y convertirlo en líquido.

EL OBJETIVO ES...

clasificar la energía como potencial o cinética.

2.1 ENERGÍA

Al correr, caminar, bailar o pensar, empleamos energía para realizar un **trabajo**. De hecho, se define la **energía** como la capacidad para realizar un trabajo. Por ejemplo, al escalar una montaña podemos llegar a tener una sensación de cansancio que nos impida continuar: podría decirse que en ese caso no tenemos energía para llevar a cabo ningún trabajo más. Si al llegar a ese punto descansamos e ingerimos alimentos, al cabo de un pequeño intervalo recuperaremos nuevamente la energía necesaria para proseguir la escalada, obtenida a partir de la comida.

Energía potencial y cinética

Toda energía puede clasificarse como energía potencial o energía cinética. La **energía potencial** es la energía almacenada, mientras que la **energía cinética** es la energía del movimiento. Cualquier objeto que se mueva tiene energía cinética. Una piedra situada en la cima de una montaña tiene, debido a su situación, energía potencial, y si la piedra rueda montaña abajo, la energía potencial se transforma en energía cinética. El agua contenida en una presa tiene energía potencial, y cuando corre por encima del dique de contención, la energía potencial se transforma en cinética. Incluso la comida que ingerimos tiene energía potencial; cuando se digiere, esta energía potencial se convierte en energía cinética para llevar a cabo trabajos en el cuerpo.

EJERCICIO RESUELTO 2.1

Tipos de energía

Identifica cada una de las siguientes energías como potencial o cinética.

a. gasolina **b.** patinaje **c.** un caramelo

SOLUCIÓN

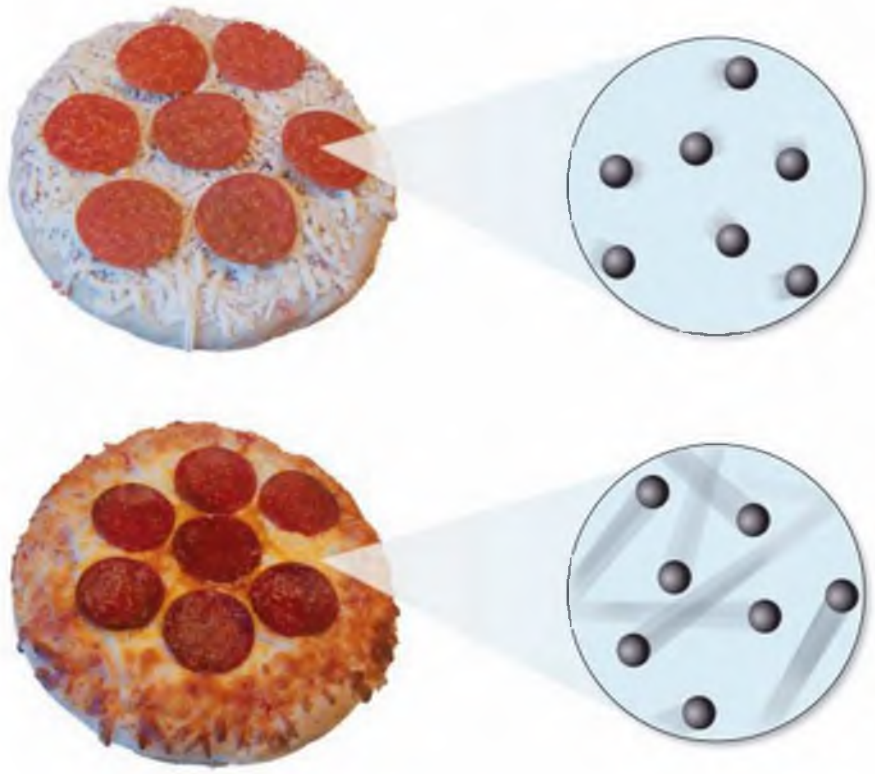
a. energía potencial **b.** energía cinética **c.** energía potencial

¡AHORA TÚ!

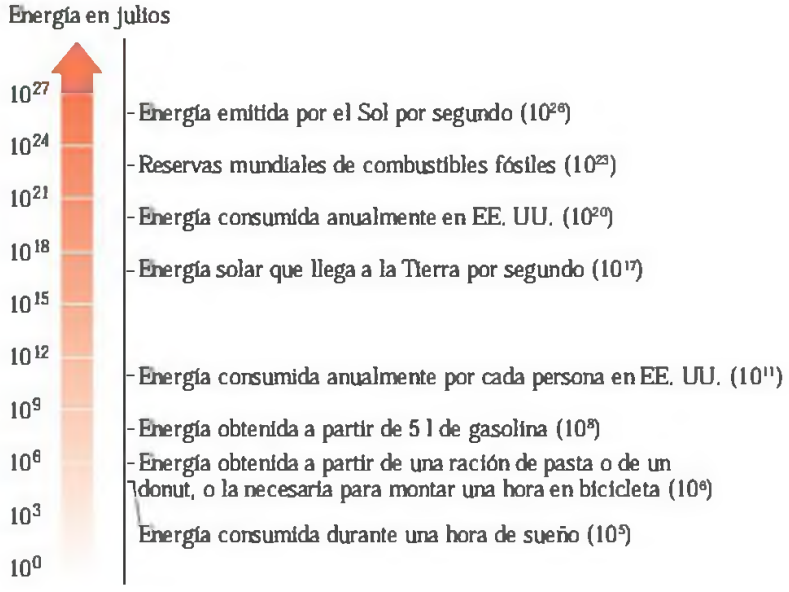
La energía de una cinta de goma elástica estirada, ¿será potencial o cinética?

Calor y unidades de energía

El **calor** es la energía asociada al movimiento de las partículas en una sustancia. Una pizza congelada está fría porque sus partículas se mueven muy lentamente; al suministrarle calor, aumenta el movimiento de las partículas, y la pizza se templa. Al cabo de un rato, las partículas poseen la suficiente energía como para hacer que la pizza esté caliente y lista para comer.



La unidad de energía y trabajo en el SI es el **julio (J).** El julio es una cantidad pequeña de energía, por lo que los científicos suelen usar el kilojulio (kJ), que equivale a 1000 julios. Cuando se calienta el agua para hacer una taza de té se emplean unos 75 000 julios (75 kJ).



Puede resultarnos más familiar la antigua unidad denominada **caloría (Cal)**, cuyo nombre proviene del latín. La caloría se definió inicialmente como la cantidad de energía (calor) necesaria para elevar 1 °C la temperatura de 1 gramo de agua (de 14,5 °C a 15,5 °C). Actualmente se define una caloría como 4,184 J. Esta igualdad puede escribirse en forma de factor de conversión:

1 Cal = 4,184 J (exacta)

$$\frac{4{,}184\ \text{J}}{1\ \text{Cal}} \quad \text{y} \quad \frac{1\ \text{Cal}}{4{,}184\ \text{J}}$$

Una **kilocaloría (kcal)** es igual a 1000 calorías, y un kilojulio (kJ) es igual a 1000 julios.

1 kcal = 1000 Cal

1 kJ = 1000 J

EJERCICIO RESUELTO 2.2

Unidades de energía

Cuando se quema 1,0 g de gasolina en el motor de un automóvil, se desprenden 48 000 J. Convierte esta cantidad de energía a las siguientes unidades:

a. calorías **b.** kilojulios

SOLUCIÓN

a. calorías

Paso 1 **Dato** 48 000 J **Incógnita** calorías (Cal)

Paso 2 **Método** J | Factor de conversión de energía | Cal

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión.**

1 Cal = 4,184 J

$$\frac{1\ \text{Cal}}{4{,}184\ \text{J}} \quad \text{y} \quad \frac{4{,}184\ \text{J}}{1\ \text{Cal}}$$

Paso 4 **Resolución del problema.**

$$48\,000\ \cancel{\text{J}} \times \frac{1\ \text{Cal}}{4{,}184\ \cancel{\text{J}}} = 11\,000\ \text{Cal}\ (1{,}1 \times 10^4\ \text{Cal})$$

b. kilojulios

Paso 1 **Dato** 48 000 J **Incógnita** kilojulios

Paso 2 **Método** J | Factor de conversión de energía | kJ

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión.**

1 kJ = 1000 J

$$\frac{1000\ \text{J}}{1\ \text{kJ}} \quad \text{y} \quad \frac{1\ \text{kJ}}{1000\ \text{J}}$$

Paso 4 **Resolución del problema.**

$$48\,000\ \cancel{\text{J}} \times \frac{1\ \text{kJ}}{1000\ \cancel{\text{J}}} = 48\ \text{kJ}$$

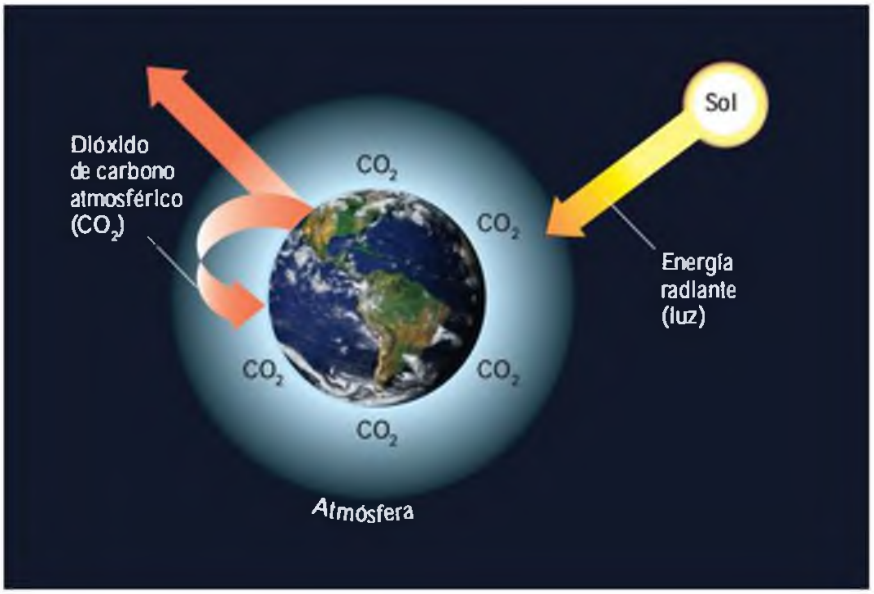
¡AHORA TÚ!

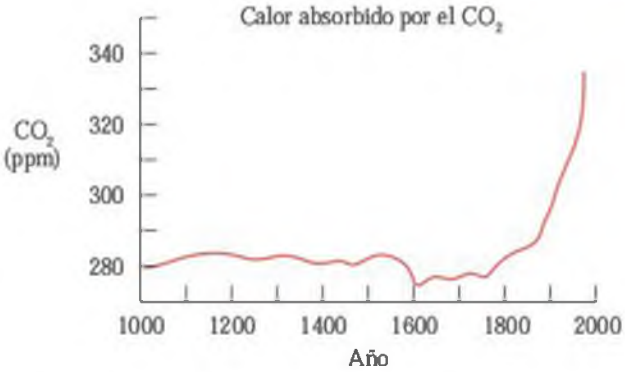
La combustión de 1,0 g de carbón proporciona 35 000 J de energía. ¿Cuántas kcal se desprenden?

Química verde

El dióxido de carbono y el calentamiento global

El clima de la Tierra viene dado por la interacción entre la luz del Sol, la atmósfera y los océanos. El Sol proporciona energía en forma de radiación solar: parte de esta radiación es reflejada nuevamente hacia el espacio y el resto la absorben las nubes, los gases atmosféricos —incluido el dióxido de carbono— y la superficie de la Tierra. Durante millones de años han existido fluctuaciones en la concentración de dióxido de carbono; pero en los últimos 100 años el aumento de la cantidad de dióxido de carbono (CO_2) gaseoso en nuestra atmósfera ha sido significativo. Desde los años 1000 a 1800 la cantidad media de dióxido de carbono atmosférico era de 280 ppm, pero desde la Revolución Industrial de 1800, el nivel de dióxido de carbono atmosférico ha crecido desde 280 ppm hasta 375 ppm en 2000, lo que supone un aumento cercano al 30%.





Al aumentar los niveles atmosféricos de CO_2, se incrementa la cantidad de radiación solar que es atrapada por los gases de la atmósfera, lo que eleva la temperatura en la superficie de la Tierra. Algunos científicos han calculado que si el nivel de dióxido de carbono en la atmósfera duplica el valor que existía antes de la Revolución Industrial, la temperatura media global puede aumentar entre 2 y 4,4 °C. Aunque parezca un cambio pequeño de la temperatura, esto puede tener un impacto dramático en todo el mundo. En la actualidad, los glaciares y la capa de nieve que cubren gran parte de la superficie terrestre han disminuido; las capas de hielo de la Antártida y Groenlandia se derriten más rápidamente que antes y se rompen. Aunque no se conoce la velocidad con la que se está fundiendo el hielo de las regiones polares, esto contribuye a elevar el nivel del mar, que en el siglo veinte ha subido entre 15 y 23 cm. Algunos científicos predicen que el nivel del mar puede subir 1 m en este siglo. Esta subida tiene un mayor impacto en las zonas costeras.

Hasta hace poco tiempo, los niveles de dióxido de carbono se mantenían constantes gracias a las algas de los océanos y los árboles de los bosques. Sin embargo, la capacidad de absorber el dióxido de carbono no puede mantenerse si este aumenta sus niveles. La mayor parte de los científicos está de acuerdo en que la causa principal del aumento de dióxido de carbono es la quema de combustibles fósiles —como la gasolina, el carbón y el gas natural—. La tala y la quema de árboles de las selvas tropicales (deforestación) también reducen la posibilidad de eliminar dióxido de carbono de la atmósfera.

Se están haciendo esfuerzos a nivel mundial para reducir la cantidad de dióxido de carbono producido en la combustión de los recursos fósiles que calientan nuestras casas, permiten que nuestros coches funcionen y proporcionan energía a las industrias. A su vez, prosigue la búsqueda de fuentes alternativas de energía y los intentos de reducir los efectos de la deforestación. Mientras tanto, podemos disminuir la energía empleada en nuestros hogares usando aparatos con una mayor eficiencia energética y reemplazando las lámparas incandescentes por luces fluorescentes. Este esfuerzo mundial reducirá el posible impacto del calentamiento global y disminuirá al mismo tiempo el consumo de nuestras reservas de carburantes.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Energía

21 Considera los cambios en la energía cinética y en la energía potencial del vagón de una montaña rusa cuando sube una rampa y cuando baja por el otro lado.

22 Analiza los cambios en la energía cinética y en la energía potencial de un saltador de esquí cuando sube en ascensor hasta la parte más alta del trampolín de saltos y cuando salta hasta la rampa inferior.

2.3 Indica si las siguientes situaciones describen energía cinética o energía potencial:
a. agua de la parte superior de una cascada
b. patada a un balón
c. energía de un trozo de carbón
d. esquiador en lo alto de una colina

2.4 Indica si las situaciones siguientes describen energía cinética o energía potencial:
a. energía de nuestra comida
b. muelle presionado con fuerza
c. terremoto
d. coche corriendo por la autopista

2.5 Al arder, una cerilla libera $1,1 \times 10^3$ J. Convierte la cantidad de energía liberada al arder 20 cerillas a las siguientes unidades:
a. kilojulios
b. calorías
c. kilocalorías

2.6 Una persona consume 750 kcal al correr durante 1,0 hora. Convierte la energía necesaria para correr a las siguientes unidades de energía:
a. calorías
b. julios
c. kilojulios

EL OBJETIVO ES...

emplear valores calóricos para calcular las kilocalorías (Cal) de un alimento.

CASE STUDY
Calories from Hidden Sugar

2.2 ENERGÍA Y NUTRICIÓN

Cuando observamos la cantidad de comida que ingerimos, las calorías que estamos contabilizando son realmente kilocalorías. En el campo de la nutrición, la caloría —Cal, con C mayúscula— quiere decir 1000 Cal o 1 kcal. La unidad internacional de energía nutricional es el kilojulio (kJ). Por ejemplo, una patata asada tiene un valor nutricional de 120 Cal, que es lo mismo que 120 kcal o unos 500 kJ de energía.

1 Cal = 1 kcal = 1000 Cal
1 Cal = 4,184 kJ = 4184 J

El número de calorías de la comida se determina empleando un aparato llamado calorímetro, representado en la figura 2.1.

Se coloca una muestra en el recipiente de acero dentro del calorímetro y se añade agua hasta llenar la cámara exterior. Cuando la comida arde (combustión), el calor liberado origina un aumento de temperatura en el agua exterior. Calculando la cantidad de kilocalorías (o kilojulios) absorbidos por el agua, se determina el contenido calórico del alimento.

Valores calóricos de los alimentos

Los **valores calóricos** son las kilocalorías por gramo de los tres tipos de alimentos: hidratos de carbono, grasas y proteínas. Estos valores se recogen en la tabla 2.1

Si se conoce la composición de un alimento en términos de la masa de cada uno de los tipos de alimento, se puede calcular su contenido calórico (el número total de calorías).

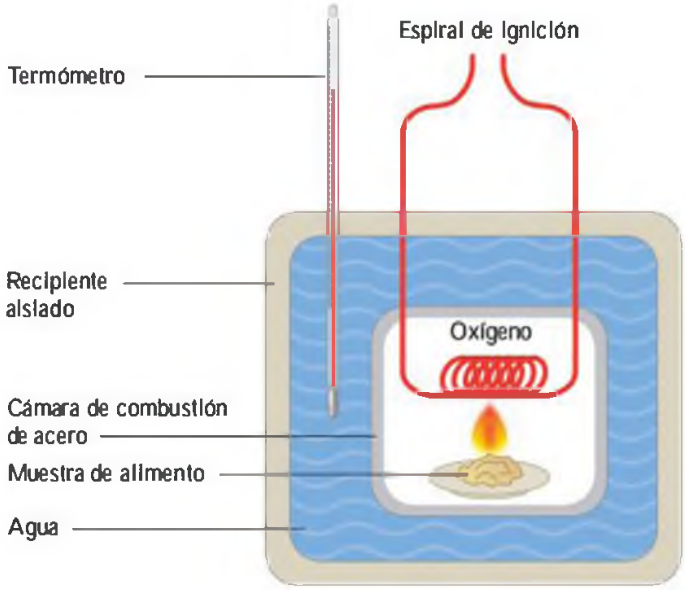


FIGURA 2.1 El valor calórico del cambio de temperatura de una muestra de alimento se determina a partir de la combustión de la muestra de alimento en un calorímetro.
P ¿Qué le ocurre a la temperatura del agua en un calorímetro durante la combustión de la muestra de alimento?

TABLA 2.1 Valores calóricos de los tres tipos de alimentos

Tipo de alimento	Hidrato de carbono	Grasa (lípido)	Proteína
Valor calórico	$\frac{4\ \text{kcal}}{1\ \text{g}}$	$\frac{9\ \text{kcal}}{1\ \text{g}}$	$\frac{4\ \text{kcal}}{1\ \text{g}}$

$$\text{Kilocalorías} = \underbrace{\text{g}}_{\text{Masa de hidrato de carbono, grasa, o proteína.}} \times \underbrace{\frac{\text{kcal}}{\text{g}}}_{\text{Valor calórico}}$$

El contenido calórico de los alimentos envasados está indicado en la información nutricional del envase, generalmente en forma de calorías por ración. La composición general y el contenido calórico de algunos alimentos se recogen en la tabla 2.2.

EJERCICIO RESUELTO 2.3

Contenido calórico de un alimento

¿Cuántas calorías posee un trozo de pastel de chocolate que contiene 34 g de hidratos de carbono, 8 g de grasa y 5 g de proteínas? (Redondea el resultado a múltiplos de diez).

SOLUCIÓN

Usando los valores calóricos de los hidratos de carbono, grasa y proteína (v. tabla 2.1), se puede calcular el número total de kcal.

Hidratos de carbono: $34\ \text{g} \times \frac{4\ \text{kcal}}{1\ \text{g}} = 136\ \text{kcal}$

Grasas: $8\ \text{g} \times \frac{9\ \text{kcal}}{1\ \text{g}} = 72\ \text{kcal}$

Proteínas: $5\ \text{g} \times \frac{4\ \text{kcal}}{1\ \text{g}} = 20\ \text{kcal}$

Contenido calórico total: 228 kcal = 230 kcal (redondeado a múltiplos de diez).

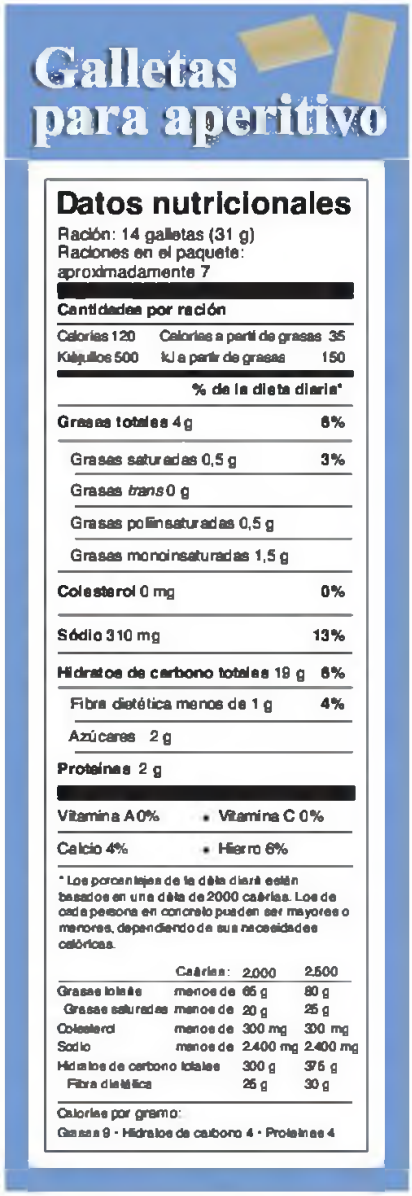
¡AHORA TU!

Una ración de cereales de salvado de avena (28 g) con media taza de leche entera caliente contiene 22 g de hidratos de carbono, 7 g de grasa y 10 g de proteínas. Si tomas para desayunar dos raciones de estos cereales, ¿cuántas kilocalorías ingieres? (Redondeando a múltiplos de diez).

TABLA 2.2 Composición general y contenido calórico de algunos alimentos

Alimento	Proteínas (g)	Grasas (g)	Hidratos de carbono (g)	Calorías (kcal[a])
Plátano: 1 mediano	1	trazas	26	110
Judías pintas, 1 taza	15	1	42	240
Carne de ternera (magra), 85 g	22	5	trazas	130
Zanahoria cruda, 1 taza	1	trazas	11	50
Pollo sin piel, 85 g	20	3	0	110
Huevo (uno grande)	6	6	trazas	80
Leche, 4% de grasa, 1 taza	9	9	12	165
Leche descremada, 1 taza	9	trazas	12	85
Aceite de oliva, 1 cucharada	0	14	0	130
Patata asada	3	trazas	23	105
Salmón, 85 g	17	5	0	115
Filete de vaca, 85 g	20	27	0	320
Yogurt desnatado, 1 taza	8	4	13	120

[a] Valores redondeados a múltiplos de 5 kcal.



Investiga tu entorno

Contar calorías

Consigue un paquete de alimento con etiqueta de información nutricional. A partir de la información suministrada en la misma, determina el número de gramos de hidratos de carbono, grasas y proteínas de una ración. Utilizando los valores calóricos, calcula las calorías totales de una ración (en la mayoría de los productos se redondean los datos a múltiplos de 10).

PREGUNTA

¿Coincide el valor de las calorías calculado de este modo con el que aparece en la etiqueta para una ración?

Química y salud

Perder y ganar peso

El número de calorías necesarias en la dieta diaria de un adulto depende del sexo y de su actividad física. En la tabla 2.3 se recogen algunos niveles generales de necesidades energéticas.

Una persona gana peso cuando su ingestión de alimentos excede el gasto energético. La cantidad de alimento que ingiere una persona está regulada por el centro del hambre del hipotálamo, situado en el cerebro. Normalmente la ingestión de alimentos es proporcional al almacenamiento de nutrientes en el cuerpo; si estas reservas de nutrientes son bajas, sentimos hambre; si son altas, no nos apetece comer.

Una persona pierde peso cuando su ingestión de alimentos es inferior a su gasto energético. Muchos productos para dietas contienen celulosa, que no posee valor nutritivo pero que proporciona volumen y sensación de saciedad. Algunos fármacos para dietas deprimen el centro del hambre: deben usarse con precaución, ya que excitan el sistema nervioso y pueden elevar la presión sanguínea. El ejercicio muscular es una forma importante de consumir energía, por lo que el aumento del ejercicio diario ayuda a perder peso. En la tabla 2.4 se recogen algunas actividades y la cantidad de energía que requieren.

TABLA 2.3 Necesidades energéticas diarias típicas para un adulto de 70,0 kg

Adulto	Energía (kcal)
Mujer	2200
Hombre	3000

TABLA 2.4 Gasto energético para un adulto de 70,0 kg

Actividad	Energía consumida (kcal/h)
Dormir	60
Estar sentado	100
Pasear	200
Nadar	500
Correr	750

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Energía y nutrición

2.7 Utilizando los valores calóricos de los alimentos, calcula los siguientes datos: (Redondea los resultados finales en Cal a múltiplos de diez).

a. Las calorías totales de una taza de zumo de naranja que contiene 26 g de hidratos de carbono, nada de grasa, y 2 g de proteínas.

b. Los gramos de hidratos de carbono que hay en una manzana que no contiene grasas ni proteínas y proporciona 72 kcal de energía.

c. El número de calorías de una cucharada de aceite vegetal que contiene 14 g de grasa y no contiene ni hidratos de carbono ni proteínas.

d. ¿Cuántas calorías hay en un bollo para el desayuno si tiene 30 g de hidratos de carbono, 15 g de grasa, y 5 g de proteínas?

2.8 Utilizando los valores calóricos de los alimentos, calcula los siguientes datos: (Redondea los resultados finales en Cal a múltiplos de diez).

a. Las calorías totales de dos cucharadas de mantequilla de cacahuete crujiente que contienen 6 g de hidratos de carbono, 16 g de grasas y 7 g de proteínas.

b. Los gramos de proteínas que hay en una taza de sopa que proporciona 110 Cal y contiene 7 g de grasas y 9 g de hidratos de carbono.

c. ¿Cuántos gramos de azúcar (hidratos de carbono) hay en una lata de cola si proporciona 140 Cal y no posee ni grasas ni proteínas?

d. ¿Cuántos gramos de grasas hay en un aguacate si proporciona 405 Cal y tiene 13 g de hidratos de carbono y 5 g de proteínas?

2.9 Una lata de crema de mejillones contiene 9 g de proteínas, 12 g de grasa y 16 g de hidratos de carbono. ¿Cuántas kcal hay en la crema de mejillones? (Redondea los resultados finales a múltiplos de diez).

2.10 Una dieta elevada en proteínas contiene 70 g de hidratos de carbono, 150 g de proteínas y 5,0 g de grasas. ¿Cuántas kilocalorías proporciona esta dieta? (Redondea los resultados finales a múltiplos de diez).

2.3 CONVERSIONES DE TEMPERATURA

EL OBJETIVO ES...

dada una temperatura, calcular la temperatura correspondiente en otra escala.

La temperatura es una medida de lo caliente o fría que se encuentra una sustancia en comparación con otra. El calor siempre fluye de la sustancia caliente a la fría, hasta que la temperatura de ambas es la misma. Al beber un café caliente o tocar una sartén caliente, el calor fluye hacia la boca o la mano, que se encuentran a menor temperatura. Al tocar un cubito de hielo se siente frío porque el calor fluye de la mano hacia el cubo de hielo, más frío.

Temperaturas Celsius y Fahrenheit

En ciencia, en la mayoría de los países del mundo, las temperaturas se miden en unidades *Celsius* (°C). En EE. UU., sin embargo, normalmente se miden en unidades Fahrenheit (°F). Una temperatura ambiente normal de 22 °C equivale a 72 °F. La temperatura normal del cuerpo de 37,0 °C equivale a 98,6 °F.

Tanto en la escala Celsius como en la Fahrenheit, se toman como referencia los puntos de fusión del hielo y de ebullición del agua. En la escala Celsius, el punto de congelación del agua se define como 0 °C, y el punto de ebullición como 100 °C. En la escala Fahrenheit el agua se congela a 32 °F y hierve a 212 °F. En ambas escalas, la diferencia de temperatura entre los puntos de congelación y ebullición se divide en unidades más pequeñas, o grados. En la escala Celsius hay 100 grados entre las temperaturas de congelación y ebullición, mientras que en la escala Fahrenheit hay 180. Esto supone que un grado Celsius sea casi el doble de uno Fahrenheit: 1 °C = 1,8 °F (fig. 2.2).

180 grados Fahrenheit = 100 grados Celsius

$$\frac{180 \text{ grados Fahrenheit}}{100 \text{ grados Celsius}} = \frac{1{,}8\ ^\circ\text{F}}{1\ ^\circ\text{C}}$$

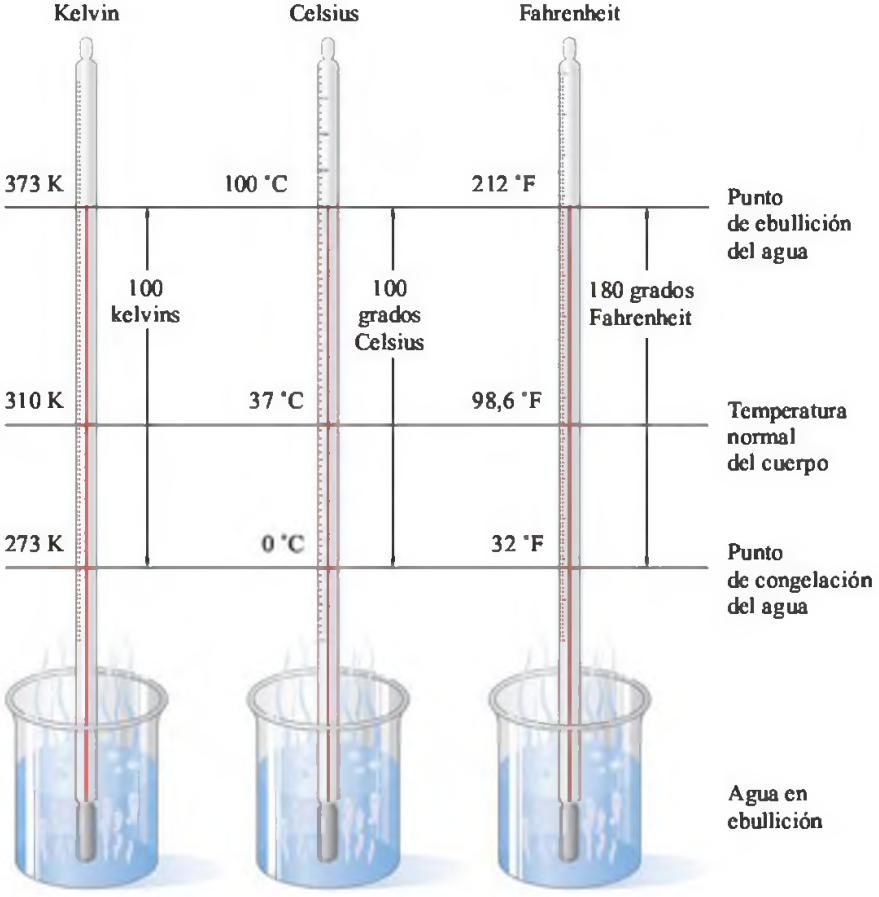


FIGURA 2.2 Comparación de las escalas de temperatura Fahrenheit, Celsius y Kelvin entre los puntos de congelación y ebullición del agua.

P ¿Cuál es la diferencia en los valores del punto de congelación entre las escalas Celsius y Fahrenheit?

Para convertir una temperatura a grados Fahrenheit se multiplica la temperatura en grados Celsius por 1,8 y se suma 32. Estos 32 grados sirven para ajustar el punto de congelación de 0 °C en la escala Celsius a los 32 °F de la escala Fahrenheit. Ambos valores, 1,8 y 32, son números exactos. A continuación se indica la ecuación para esta conversión:

$$T_F = \underbrace{\frac{1{,}8\ °F\,(T_C)}{1\ °C}}_{\text{Cambia °C en °F}} + \underbrace{32°}_{\text{Ajuste del punto de congelación}} \qquad \text{o} \qquad T_F = 1{,}8\,(T_C) + 32°$$

EJERCICIO RESUELTO 2.4

Convertir Celsius a Fahrenheit

La temperatura de una habitación está en 22 °C. Si se disminuye 1 °C la temperatura, se puede ahorrar hasta un 5% en el coste energético, ¿qué temperatura, en grados Fahrenheit, debe fijarse para bajar 1 °C la temperatura Celsius?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Dato** 22 °C − 1 °C = 21 °C **Incógnita** T_F

Paso 2 **Método.**

T_C | Ecuación de temperaturas | T_F

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión.**

$$T_F = 1{,}8\,(T_C) + 32°$$

Paso 4 **Resolución del problema.** Sustituir la temperatura Celsius en la ecuación y resolverla.

$$T_F = 1{,}8\,(21) + 32°$$

2 CS Exacto

$$T_F = 38° + 32°$$
$$= 70\ °F$$

1,8 es exacto; 32 es exacto

Respuesta con números enteros

En la ecuación, *los valores de 1,8 y 32 son números exactos.* Por tanto, la respuesta se da con las mismas cifras que la temperatura inicial.

¡AHORA TÚ!

En la fabricación de helados se emplea sal gema para enfriar la mezcla. La temperatura desciende hasta −11 °C, ¿cuál es su valor en °F?

Para convertir Fahrenheit a Celsius, debe reorganizarse la ecuación de temperaturas para despejar T_C.

Partimos de:

$$T_F = 1{,}8\,(T_C) + 32°$$

Y restamos 32 de ambos lados:

$$T_F - 32° = 1{,}8\,(T_C) + 32° - 32°$$

$$T_F - 32° = 1{,}8\,(T_C)$$

La ecuación para T_C se resuelve dividiendo en ambos lados entre 1,8:

$$\frac{T_F - 32°}{1{,}8} = \frac{\cancel{1{,}8}\,(T_C)}{\cancel{1{,}8}}$$

$$\frac{T_F - 32°}{1{,}8} = T_C$$

Profesiones con química

Técnico quirúrgico

«Como técnico quirúrgico, ayudo a los cirujanos durante las operaciones», dice Christopher Ayars, técnico quirúrgico del Kaiser Hospital. «Estoy presente para ayudar durante las cirugías generales o las ortopédicas, alcanzando el instrumental, manteniendo en posición adecuada los retractores y cuidando que se mantenga la esterilidad. El equipo de cirugía se esteriliza empleando vapor calentado a 270 °F, es decir, a 130 °C».

Los técnicos quirúrgicos ayudan en los procesos de cirugía: preparan y mantienen el equipo quirúrgico, el instrumental y todo lo necesario; proporcionan los recursos necesarios para el cuidado del paciente en el quirófano; preparan y mantienen las condiciones de esterilidad necesarias y aseguran que no existan fallos en las técnicas asépticas. El instrumental ha sido esterilizado y envuelto, y una vez que se recibe en cirugía, se comprueba nuevamente antes de abrirlo.

EJERCICIO RESUELTO 2.5

Convertir Fahrenheit a Celsius

En un tipo de tratamiento contra el cáncer, denominado termoterapia, se emplean temperaturas de hasta 113 °F para destruir las células cancerosas. ¿Cuál es esta temperatura en °C?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Dato** 133 °F **Incógnita** T_C

Paso 2 **Método**

T_F → Ecuación de temperaturas → T_C

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión**

$$T_C = \frac{T_F - 32°}{1{,}8}$$

Paso 4 **Resolución del problema** Para resolver la ecuación solo hace falta sustituir el valor de T_F y operar:

$$T_C = \frac{T_F - 32°}{1{,}8}$$

$$T_C = \frac{(113° - 32°)}{1{,}8}$$ 32 es exacto; 1,8 es exacto

$$= \frac{81°}{1{,}8} = 45\ °C$$ Respuesta con números enteros

¡AHORA TÚ!

Un niño tiene una temperatura de 103,6 °F, ¿cuál será su temperatura en un termómetro Celsius?

Escala Kelvin de temperatura

Según los científicos, la temperatura más fría posible es –273 °C (más exactamente –273,15 °C). En la escala Kelvin, esta temperatura, denominada *cero absoluto*, tiene el valor de 0 Kelvin (0 K). Las unidades de la escala Kelvin se llaman kelvins (K), y para representarlas no se emplea ningún símbolo de grado. Debido a que no hay temperaturas más bajas, la escala Kelvin no tiene números negativos. Entre los puntos de congelación y ebullición del agua, hay 100 kelvins, lo que hace que un kelvin sea igual a una unidad Celsius.

$$1\ K = 1\ °C$$

Para calcular una temperatura Kelvin, se suman 273 a la temperatura Celsius:

$$T_K = T_C + 273$$

En la tabla 2.5 se recoge una comparativa de algunas temperaturas en las tres escalas.

TABLA 2.5 Comparación de temperaturas

Ejemplo	Fahrenheit (°F)	Celsius (°C)	Kelvin (K)
Sol	9937	5503	5776
Horno caliente	450	232	505
Desierto	120	49	322
Fiebre alta	104	40	313
Temperatura ambiente	70	21	294
Congelación del agua	32	0	273
Invierno en el norte	−22	−30	243
Ebullición del helio	−452	−269	4
Cero absoluto	−459	−273	0

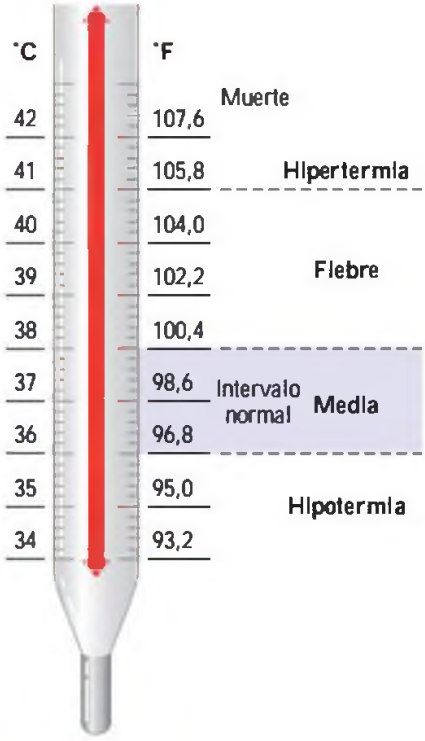
Química y salud

Variación en la temperatura corporal

Se considera que la temperatura normal del cuerpo es 37 °C, aunque varía a lo largo del día y de una persona a otra. Una temperatura de 36,1 °C en la boca es habitual por la mañana, y sube hasta 37,2 °C entre las 18 h y las 22 h. Una temperatura superior a 37,2 °C en una persona en reposo suele ser indicativa de enfermedad. Cuando se hace ejercicio durante un periodo prolongado también se puede experimentar una elevación de la temperatura: las temperaturas corporales de los corredores de maratón, por ejemplo, pueden alcanzar entre 39 °C y 41 °C, ya que la producción de calor durante el ejercicio excede la capacidad del cuerpo para eliminarlo.

Los cambios superiores a 3,5 °C en la temperatura normal del cuerpo pueden comenzar a interferir en sus funciones. Las temperaturas superiores a 41 °C pueden generar convulsiones, particularmente en los niños, y estas pueden ocasionar daños permanentes en el cerebro. La insolación tiene lugar por encima de 41,1 °C: cesa la producción de sudor y la piel se calienta y se seca, el pulso se acelera, y la respiración se vuelve débil y rápida. La persona puede aletargarse y entrar en coma. Lo más preocupante en estos casos es el daño en los órganos internos, y el tratamiento, que debe ser inmediato, incluye a menudo la inmersión de la persona en un baño de agua helada.

En los casos de hipotermia, la temperatura corporal puede descender hasta 28,5 °C. Quien la sufre presenta palidez, está frío y tiene el pulso irregular. Si la temperatura corporal desciende por debajo de 26,7 °C, la persona con hipotermia queda inconsciente: la respiración se hace lenta y poco profunda, y disminuye la oxigenación de los tejidos. El tratamiento requiere proporcionar oxígeno y aumentar el volumen de sangre con fluidos salinos con glucosa. La temperatura interna puede recuperarse inyectando líquidos templados (37,0 °C) en la cavidad peritoneal.



EJERCICIO RESUELTO 2.6

Convertir una temperatura Celsius a Kelvin

Un dermatólogo puede emplear nitrógeno líquido criogénico a −196 °C para eliminar lesiones cutáneas y algunos cánceres de piel. ¿Cuál es la temperatura del nitrógeno líquido en K?

SOLUCIÓN

Para averiguar la temperatura Kelvin se emplea la ecuación:

$$T_K = T_C + 273$$

$$T_K = -196\ °C + 273$$
$$= 77\ K$$

¡AHORA TÚ!

En el planeta Mercurio, la temperatura media de las noches es de 13 K y durante el día alcanza 683 K. ¿Cuáles son estas temperaturas en grados Celsius?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Conversiones de temperatura

2.11 Una persona que visita EE. UU. se toma la temperatura. Cuando lee el valor 99,8 cree estar muy enferma. ¿Cómo podemos explicarle esta temperatura?

2.12 Una persona en EE. UU. sigue una receta de cocina española y calienta el horno a una temperatura de 175 °F, ¿habría que hacerle alguna advertencia?

2.13 Realiza las siguientes conversiones de temperatura:
- **a.** 37,0 °C = _____ °F
- **b.** 65,3 °F = _____ °C
- **c.** –27 °C = _____ K
- **d.** 62 °C = _____ K
- **e.** 114 °F = _____ °C
- **f.** 72 °F = _____ K

2.14 Realiza las siguientes conversiones de temperatura:
- **a.** 25 °C = _____ °F
- **b.** 155 °C = _____ °F
- **c.** –25 °F = _____ °C
- **d.** 224 K = _____ °C
- **e.** 545 K = _____ °C
- **f.** 875 K = _____ °F

2.15 **a.** Una persona tiene una temperatura de 106 °F, ¿cuál es su temperatura en grados Celsius?
b. Las fiebres elevadas pueden producir convulsiones en los niños, por lo que, cuando la temperatura de un paciente sobrepasa los 40 °C, se debe avisar a un médico ¿Debe avisarse al médico si la temperatura del niño es de 103 °F?

2.16 **a.** Estamos preparando unas compresas calientes para un enfermo. Si el agua se calienta a 145 °F, ¿cuál es su temperatura en °C?
b. Durante una hipotermia grave, la temperatura de una persona desciende hasta 20,6 °C. ¿Cuál sería esta temperatura en la escala Fahrenheit?

2.4 CALOR ESPECÍFICO

EL OBJETIVO ES...

usar el calor específico para calcular la ganancia o pérdida de calor, el cambio de temperatura o la masa de una muestra.

Todas las sustancias pueden absorber calor. Cuando queremos asar una patata, la introducimos en un horno caliente y cuando queremos cocinar pasta, la metemos en agua hirviendo: sabemos que al calentar el agua, la temperatura de esta aumenta hasta alcanzar la ebullición. Cada sustancia absorbe calor según sus propias características; algunas deben absorber más calor que otras para alcanzar la misma temperatura. Estas necesidades energéticas de las diferentes sustancias se describen en forma de una propiedad física denominada calor específico. El **calor específico** *(CE)* es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 1 g de una sustancia exactamente 1 °C. Este cambio de temperatura se escribe como ΔT *(delta T)*.

$$\text{Calor específico } (CE) = \frac{calor}{\text{gramos} \times \Delta T} = \frac{\text{J (o Cal)}}{1\ \text{g} \times 1\ °\text{C}}$$

Se puede escribir el calor específico del agua usando las definiciones de julio y de caloría:

$$\text{Calor específico } (CE) \text{ del } H_2O\ (l) = 4{,}184\ \frac{J}{\text{g °C}} = 1{,}00\ \frac{\text{Cal}}{\text{g °C}}$$

El calor específico de una sustancia dependerá de su estado: sólido *(s)*, líquido *(l)*, o gaseoso *(g)*. Si observamos la tabla 2.6, veremos que el calor específico del agua es mucho mayor que el calor específico del aluminio o el cobre: 1 g de agua necesita 4,184 J para

TABLA 2.6 Calores específicos de algunas sustancias

Sustancia	Cal/g °C	J/g °C
Aluminio, Al *(s)*	0,214	0,897
Cobre, Cu *(s)*	0,0920	0,385
Oro, Au *(s)*	0,0308	0,129
Hierro, Fe *(s)*	0,108	0,450
Plata, Ag *(s)*	0,0562	0,235
Amoniaco, NH_3 *(g)*	0,488	2,04
Etanol, C_2H_5OH *(l)*	0,588	2,46
Cloruro sódico, NaCl *(s)*	0,207	0,864
Agua, H_2O *(l)*	1,00	4,184

aumentar su temperatura 1 °C; sin embargo, la adición de la misma cantidad de calor (4,184 J) elevará la temperatura de 1 g de aluminio unos 5 °C, y la de 1 g de cobre unos 10 °C. En el cuerpo humano, el agua puede absorber o liberar grandes cantidades de calor para mantener una temperatura casi constante gracias a su elevado calor específico.

Cálculos a partir del calor específico

Cuando se conoce el calor específico de una sustancia, se puede calcular el calor perdido o ganado midiendo la masa de la sustancia y las temperaturas inicial y final. Estas medidas pueden sustituirse en la expresión del calor específico, que se ha reordenado para obtener el calor, en lo que se denomina *ecuación de calor:*

$$\text{Calor} = \text{masa} \times \text{cambio de temperatura} \times \text{calor específico}$$

$$\text{Calor} = \text{masa} \times \Delta T \times CE$$

$$\text{Cal} = \text{gramos} \times {}^\circ\text{C} \times \frac{\text{Cal}}{\text{g}\,{}^\circ\text{C}}$$

$$\text{J} = \text{gramos} \times {}^\circ\text{C} \times \frac{\text{J}}{\text{g}\,{}^\circ\text{C}}$$

EL OBJETIVO ES...

identificar el estado físico de una sustancia como sólido, líquido o gas.

2.5 LOS ESTADOS DE LA MATERIA

La **materia** es cualquier cosa que ocupe un espacio y posea una masa. Este libro, los alimentos que comemos, el agua que bebemos, nuestro gato o perro y el aire que respiramos cons-

Guía para los cálculos a partir del calor específico

1. Hacer una lista de los datos suministrados y deseados.
2. Calcular el cambio de temperatura (ΔT).
3. Escribir la ecuación del calor: calor = masa × ΔT × CE
4. Sustituir los valores conocidos y resolver, comprobando que las unidades se cancelan.

EJERCICIO RESUELTO 2.7

Calcular el calor con el aumento de temperatura

¿Cuántos julios deben suministrarse a 45,2 g de aluminio para elevar su temperatura desde 12,5 °C a 76,8 °C? (v. tabla 2.6)

SOLUCIÓN

Paso 1 **Lista de datos e incógnita**

Datos masa = 45,2 g
CE del aluminio = 0,897 J/g °C
temperatura inicial = 12,5 °C
temperatura final = 76,8 °C

Incógnita calor en julios (J)

Paso 2 **Calcular el cambio de temperatura.** El cambio de temperatura, ΔT, es la diferencia entre las dos temperaturas.

$$\Delta T = T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}} = 76{,}8\ {}^\circ\text{C} - 12{,}5\ {}^\circ\text{C} = 64{,}3\ {}^\circ\text{C}$$

Paso 3 **Escribir la ecuación del calor.**

$$\text{Calor} = \text{masa} \times \Delta T \times CE$$

Paso 4 **Sustituir los valores suministrados en la ecuación y resolverla, comprobando que las unidades se anulan.**

$$\text{Calor} = 45{,}2\ \text{g} \times 64{,}3\ {}^\circ\text{C} \times \frac{0{,}897\ \text{J}}{\text{g}\,{}^\circ\text{C}} = 2610\ \text{J}\ (2{,}61 \times 10^3\ \text{J})$$

¡AHORA TÚ!

Algunas sartenes tienen una capa de cobre en la base. ¿Cuántos kilojulios se necesitan para elevar la temperatura de 125 g de cobre desde 22 °C hasta 325 °C si el calor específico del cobre es 0,385 J/g °C?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Calor específico

2.17 Si aplicamos la misma cantidad de calor a tres muestras de 10,0 g de aluminio, hierro y cobre, todas ellas a 15 °C, ¿cuál de las muestras alcanzará la temperatura más elevada? (v. tabla 2.6)

2.18 Las sustancias A y B tienen la misma masa y la misma temperatura inicial. Cuando se calientan, la temperatura final de A es 55 °C mayor que la temperatura de B. ¿Qué nos indica este resultado sobre los calores específicos de A y B?

2.19 Indica la cantidad de calor necesaria en cada uno de los siguientes casos:
- **a.** Calorías necesarias para calentar 25 g de agua de 15 °C a 25 °C.
- **b.** Julios necesarios para calentar 75 g de agua de 22 °C a 66 °C.
- **c.** Kilocalorías necesarias para calentar 150 g de agua en una tetera de 15 °C a 77 °C.
- **d.** Kilojulios necesarios para calentar 175 g de cobre de 28 °C a 188 °C.

2.20 Indica la cantidad de calor involucrada en cada uno de los siguientes casos:
- **a.** Calorías desprendidas cuando se enfrían 85 g de agua de 45 °C a 25 °C.
- **b.** Julios desprendidos cuando se enfrían 25 g de agua de 86 °C a 61 °C.
- **c.** Kilocalorías añadidas cuando se templan 5,0 kg de agua de 22 °C a 28 °C.
- **d.** Kilojulios necesarios para calentar 224 g de oro de 18 °C a 185 °C.

2.21 Calcula en julios y calorías la energía:
- **a.** necesaria para calentar 25,0 g de agua de 12,5 °C a 25,7 °C.
- **b.** necesaria para calentar 38,0 g de cobre (Cu) de 122 °C a 246 °C.
- **c.** perdida cuando se enfrían 15,0 g de etanol (C_2H_5OH) de 60,5 °C a –42,0 °C.
- **d.** perdida cuando se enfrían 125 g de hierro desde 118 °C hasta 55 °C.

2.22 Calcula en julios y calorías la energía:
- **a.** necesaria para calentar 5,25 g de agua (H_2O) de 5,5 °C a 64,8 °C.
- **b.** perdida cuando se enfrían 75,0 g de agua (H_2O) desde 86,4 °C hasta 2,1 °C.
- **c.** necesaria para calentar 10,0 g de plata (Ag) desde 112 °C hasta 275 °C.
- **d.** perdida cuando se enfrían 18,0 g de oro (Au) desde 224 °C hasta 118 °C.

2.23 Calcula las kilocalorías que desprende cada uno de los siguientes alimentos cuando se quema en un calorímetro:
- **a.** Una rama de apio que desprende energía para calentar 505 g de agua de 25,2 °C a 35,7 °C.
- **b.** Un bizcocho que desprende energía para calentar 4980 g de agua de 20,6 °C a 62,4 °C.

2.24 Calcula las kilocalorías que desprende cada uno de los siguientes alimentos cuando se quema en un calorímetro:
- **a.** Una ración de palomitas que desprende energía para calentar 1250 g de agua de 25,5 °C a 50,8 °C.
- **b.** Un trozo de mantequilla que produce energía para calentar 357 g de agua de 22,7 °C a 38,8 °C.

tituyen unos pocos ejemplos de materia. En la Tierra, la materia puede hallarse en tres *estados físicos:* sólido, líquido o gas. Toda la materia está formada por pequeñas partículas. En un **sólido,** fuerzas de atracción muy fuertes mantienen las partículas juntas y muy cercanas. Estas se encuentran dispuestas según un patrón rígido, de forma que solo pueden vibrar lentamente en sus posiciones fijas, lo que proporciona al sólido una forma y un volumen definidos. Esta estructura rígida forma en muchos sólidos un cristal, como en los casos del cuarzo y la amatista (fig. 2.3).

En un **líquido,** las partículas tienen la suficiente energía como para moverse libremente en direcciones aleatorias. Todavía se mantienen muy cerca unas de otras, y existen atracciones suficientes como para mantener un volumen definido, pero no forman una estructura rígida. Así, cuando el agua, el aceite o el vinagre se cambian de un recipiente a otro, el líquido mantiene su propio volumen, pero adquiere la forma del nuevo recipiente (fig. 2.4).

FIGURA 2.3 Estado sólido de la amatista, una forma violeta del cuarzo.
P ¿Por qué estos cristales tienen una forma regular?

FIGURA 2.4 Un líquido con un volumen de 100 ml adquiere la forma del recipiente.
P ¿Por qué los líquidos tienen un volumen definido, pero no una forma definida?

FIGURA 2.5 Un gas toma la forma y el volumen del recipiente en el que se encuentra.

P ¿Por qué un gas llena todo el volumen de un recipiente?

El aire que respiramos está formado por gases, en su mayoría nitrógeno y oxígeno. En un **gas**, las moléculas se mueven a gran velocidad, lo que genera grandes distancias entre ellas. Este comportamiento permite a los gases ocupar todo el recipiente en el que se encuentren, como se ve en la figura 2.5. En la tabla 2.7 se comparan algunas propiedades de los tres estados de la materia.

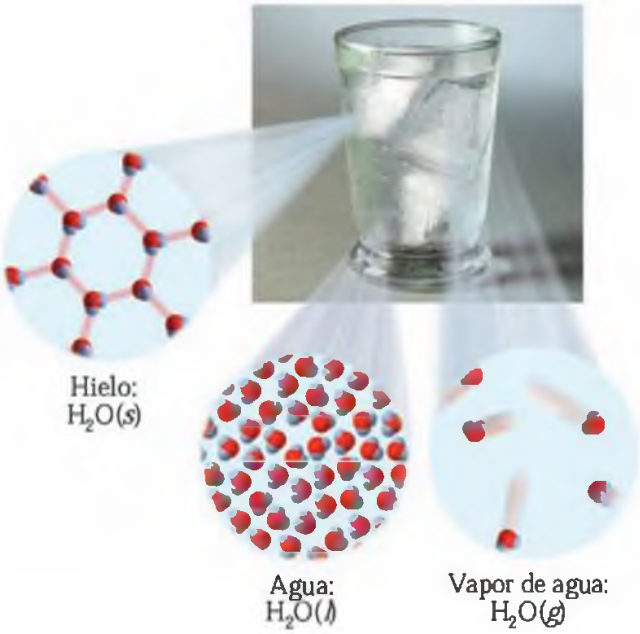


TABLA 2.7 Algunas propiedades de sólidos, líquidos y gases

Propiedad	Sólido	Líquido	Gas
Forma	Tiene forma definida	Adquiere la forma del recipiente	Adquiere la forma del recipiente
Volumen	Tiene volumen definido	Tiene volumen definido	Llena el volumen del recipiente
Ordenación de las partículas	Fijas, muy juntas	Aleatorio, cercanas	Aleatorio, lo más alejadas posible
Interacciones entre las partículas	Muy fuertes	Fuertes	Prácticamente nulas
Movimiento de las partículas	Muy lento	Moderado	Muy rápido
Ejemplos	Hielo, sal, hierro	Agua, aceite, vinagre	Vapor de agua, helio, aire

EJERCICIO RESUELTO 2.8

Estados de la materia

Indica el/los estado(s) de la materia que describe cada uno de los casos siguientes:

a. El volumen no cambia al cambiarlo de recipiente.
b. Tiene una densidad muy baja.
c. Hay grandes distancias entre las partículas.
d. La forma depende del recipiente.
e. Las partículas tienen una posición definida.

SOLUCIÓN

a. sólido, líquido **b.** gas **c.** gas **d.** líquido, gas **e.** sólido

¡AHORA TÚ!

¿Qué estado de la materia posee volumen definido pero toma la forma del recipiente en el que se encuentra?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Estados de la materia

2.25 Indica en cada uno de los casos siguientes si se describe un sólido, un líquido o un gas:
a. Esta sustancia no posee forma o volumen definidos.
b. Las partículas de esta sustancia no interaccionan fuertemente entre sí.
c. Las partículas de esta sustancia están fijas en una estructura definida.

2.26 Indica en cada uno de los casos siguientes si se describe un sólido, un líquido o un gas:
a. La sustancia tiene un volumen definido, pero adopta la forma del recipiente.
b. Las partículas de esta sustancia están muy alejadas unas de otras.
c. Esta sustancia ocupa todo el volumen del recipiente en el que se encuentra.

2.6 CAMBIOS DE ESTADO

EL OBJETIVO ES...

describir los cambios de estado entre sólidos, líquidos, y gases; calcular la energía necesaria.

En la figura 2.6 podemos observar una serie de cambios de estado que nos resultan familiares a todos. La materia experimenta un **cambio de estado** cuando se transforma de un estado en otro.

Cuando se suministra calor a un sólido, las partículas de la estructura rígida comienzan a moverse más rápidamente. A la temperatura denominada **punto de fusión (pf),** las partículas del sólido han adquirido la suficiente energía como para superar las fuerzas de atracción que las mantenían juntas, así que se separan y se mueven de forma aleatoria. La sustancia está **fundiendo,** cambiando de sólido a líquido.

Si se disminuye la temperatura de un líquido, tiene lugar el proceso inverso. Se pierde energía cinética, las partículas se mueven más despacio, y las fuerzas de atracción hacen que las partículas se junten. La sustancia está solidificando **(solidificación).** Un líquido se hace sólido en su **punto de solidificación (ps),** cuya temperatura coincide con la del punto de fusión. Cada sustancia posee su propio punto de solidificación (fusión): el agua congela (funde) a 0 °C; el oro solidifica (funde) a 1064 °C; el nitrógeno congela (funde) a –210 °C.

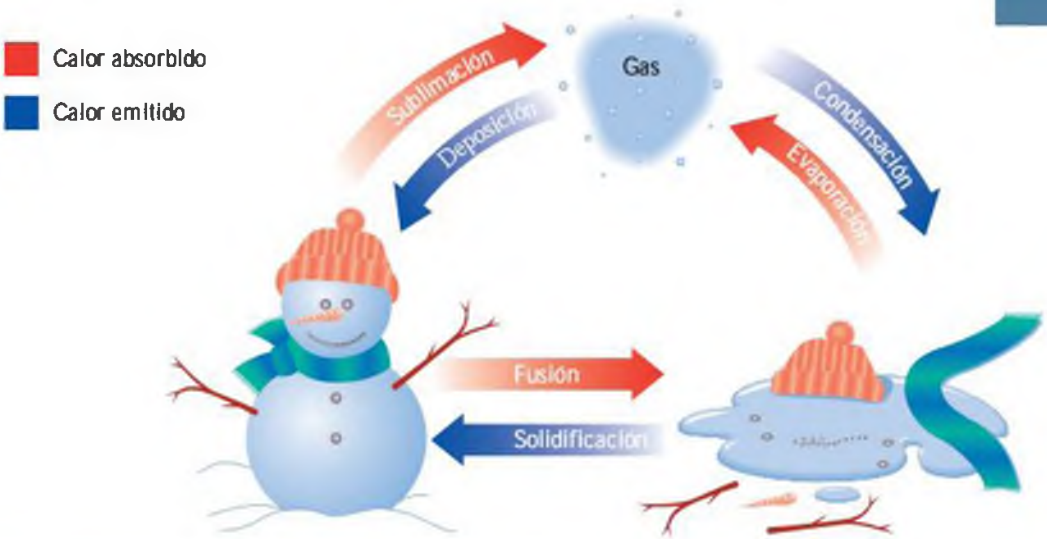
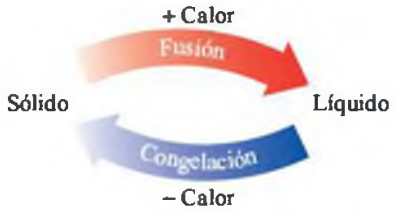


FIGURA 2.6 Resumen de los cambios de estado.
P Cuando el agua líquida se congela, ¿se emite o se absorbe calor?



Durante el cambio de estado, la temperatura de una sustancia permanece constante. Supongamos que tenemos un vaso que contiene hielo y agua. El hielo funde cuando se añade calor a 0 °C, formando más líquido. El líquido se congela cuando se elimina calor a 0 °C.

Calor de fusión

Durante la fusión, es necesaria una energía, denominada **calor de fusión**, para separar las partículas de un sólido. Por ejemplo, deben añadirse 80 calorías para fundir exactamente 1 g de hielo en su punto de fusión.

Calor de fusión del agua:

$$\frac{80 \text{ Cal}}{1 \text{ g de hielo}}$$

El calor de fusión (80 Cal/g) es también el calor que debe eliminarse para congelar 1 g de agua en su punto de congelación (0 °C). A veces se pulveriza agua en los campos de frutales cuando hace mucho frío. Si la temperatura del aire desciende a 0 °C, el agua comienza a congelarse. Al unirse las moléculas de agua se desprende calor, y este templa el aire y protege las frutas.

Para calcular la cantidad de calor necesaria para fundir una muestra de hielo, se multiplica la masa del hielo por su calor de fusión. En el cálculo no hay cambios de temperatura, ya que esta permanece constante mientras el hielo se está fundiendo.

Guía para los cálculos a partir del calor de fusión/evaporación

1. Hacer una lista con los gramos de sustancia y el cambio de estado.
2. Escribir la forma de convertir los gramos en calor y las unidades deseadas.
3. Escribir el factor de conversión de calor y el factor métrico si es necesario.
4. Resolver el problema con los factores.

EJERCICIO RESUELTO 2.9

Calor de fusión

Se añaden a un refresco cubos de hielo a 0 °C con una masa de 26 g.

a. ¿Cuánto calor (Cal) debe añadirse para fundir todo el hielo a 0 °C?

b. ¿Qué le ocurre a la temperatura del refresco? ¿Por qué?

SOLUCIÓN

a. El calor en calorías necesario para fundir el hielo se calcula de la siguiente manera:

Paso 1 **Hacer una lista de los gramos de sustancia y los cambios de estado.**

Dato 26 g de H_2O *(s)* **Incógnita** calorías para fundir el hielo

Paso 2 **Escribir el método para convertir gramos en calor y la unidad deseada.**

g de hielo → Calor de fusión → Cal

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión.**

$$1 \text{ g } H_2O = (s \rightarrow l) = 80 \text{ Cal}$$

$$\frac{80 \text{ Cal}}{1 \text{ g } H_2O} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ g } H_2O}{80 \text{ Cal}}$$

Paso 4 **Resolución del problema.**

$$26 \text{ g } H_2O \times \frac{80 \text{ Cal}}{1 \text{ g } H_2O} = 2100 \text{ Cal}$$

b. El refresco se enfriará porque su calor es el que proporciona la energía necesaria para fundir el hielo.

¡AHORA TÚ!

Se introducen 150 g de agua a 0 °C en una bandeja para cubitos dentro de un congelador. ¿Cuánto calor, en kilocalorías, debe eliminarse para formar cubos de hielo a 0 °C?

Profesiones con química

Histólogo

«Cuando un paciente recibe un tratamiento quirúrgico para un cáncer de piel, nos envían muestras del tejido que rodea al cáncer», dice Mary Ann Pipe, técnica en histología. «Empleando la técnica quirúrgica de Mohs, colocamos la muestra de tejido en una placa de cristal, la enfriamos a –30 °C en un aparato denominado criostato y la congelamos manteniéndola más tiempo en otro aparato denominado extractor de calor. A partir de este bloque congelado de tejido, cortamos láminas finísimas —alrededor de una milésima de milímetro— a diferentes profundidades. Preparamos tres placas separadas de muestras del tejido a tres profundidades diferentes hasta la superficie de la piel. Teñimos las células de rosa y azul sumergiéndolas primero en hemotoxina y luego en eosina. Las placas son un mapa del tejido que el doctor puede leer fácilmente para determinar si los márgenes que rodean el cáncer de piel están limpios o si debe eliminar mayor cantidad de tejido».

Cálculo del calor de fusión (o congelación) del agua:

Calor = masa × calor de fusión

$$\text{Cal} = \text{g} \times \frac{80\ \text{Cal}}{\text{g}}$$

Sublimación

En el proceso llamado **sublimación,** las partículas de la superficie de un sólido absorben suficiente calor como para pasar directamente a gas sin cambiar la temperatura y sin pasar por el estado líquido. Por ejemplo, el hielo seco, que es dióxido de carbono sólido, sublima a –78 °C. Se denomina «seco» porque no forma un líquido al calentarse. En zonas muy frías, la nieve no funde, sino que sublima directamente a vapor. En un frigorífico *no-frost,* el hielo de las paredes sublima cuando circula aire templado a través del compartimento durante el ciclo de descongelación. En el proceso denominado deposición, un gas se transforma directamente en sólido.

Los alimentos liofilizados, que se preparan por sublimación, tienen la ventaja de que pueden almacenarse durante mucho tiempo, por lo que resultan muy adecuados para las acampadas y la práctica del senderismo. Para liofilizar un alimento, primero se congela y después se coloca en una cámara de vacío, donde se seca al sublimar el hielo. El alimento desecado mantiene todo su valor nutricional y solamente necesita agua para ser ingerido. Además, no necesita refrigeración, ya que las bacterias no pueden multiplicarse sin humedad.

Ebullición y condensación

El agua de un charco de barro termina por desaparecer y los alimentos sin envolver o la ropa tendida en una cuerda se secan. La **evaporación** tiene lugar cuando las moléculas de agua con energía suficiente se escapan de la superficie del líquido y pasan a la fase de gas (fig. 2.7a). La pérdida de las moléculas de agua «calientes» elimina calor, lo cual enfría el agua líquida restante. Al añadir calor, se evaporan más y más moléculas de agua. En el **punto de ebullición (peb),** las moléculas del líquido tienen la energía necesaria para pasar al estado gaseoso. La **ebullición** de un líquido tiene lugar cuando se forman burbujas en todo el líquido, que suben a la superficie y escapan (fig. 2.7b).

Cuando se elimina calor, tiene lugar el proceso inverso. En la **condensación,** el vapor de agua se transforma nuevamente en líquido, ya que las moléculas de agua pierden energía cinética y se hacen más lentas. La condensación tiene lugar a la misma temperatura que la ebullición, pero se diferencia de esta en que se libera calor. Podemos observar fácilmente

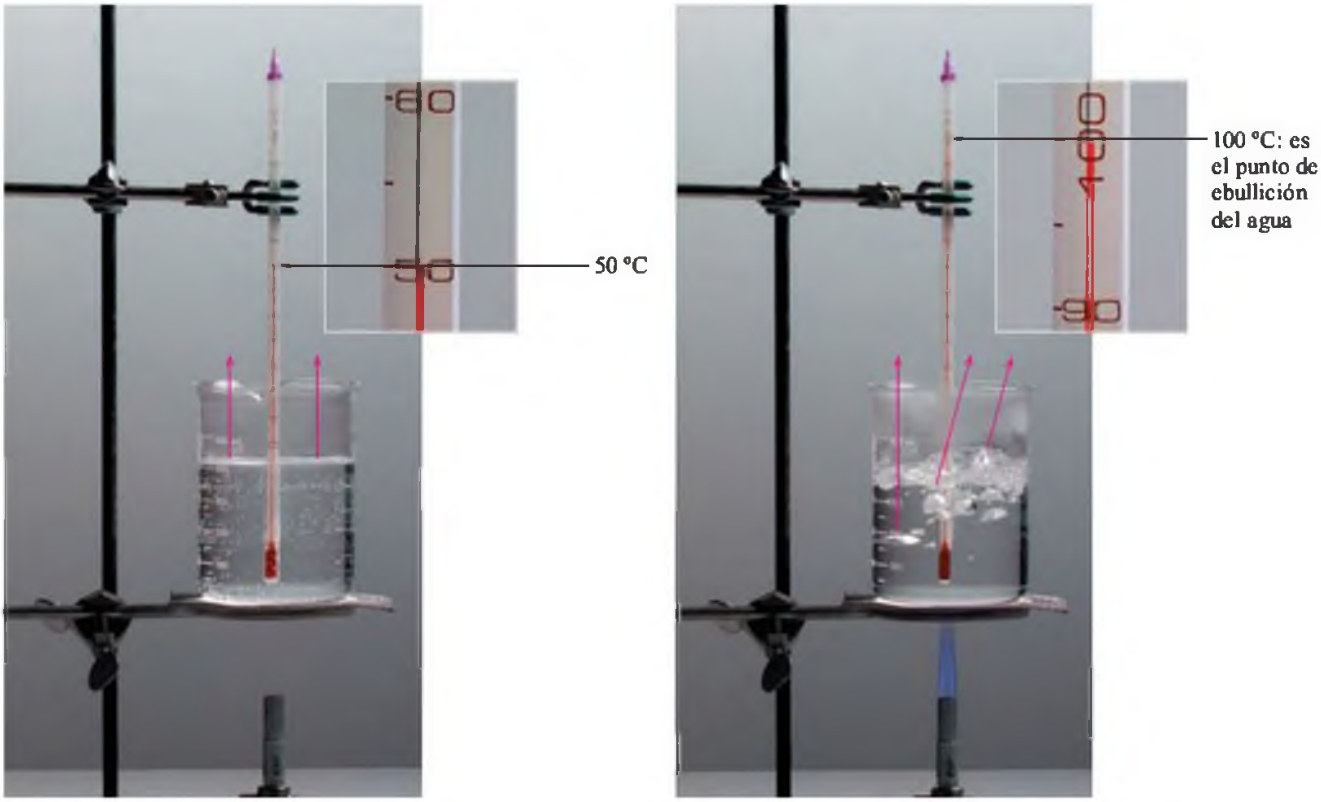


FIGURA 2.7 **(a)** La evaporación tiene lugar en la superficie de un líquido. **(b)** La ebullición tiene lugar cuando se forman burbujas de gas en todo el líquido.
P ¿Por qué se evapora más rápido el agua a 80 °C que a 20 °C?

la condensación cuando nos damos una ducha caliente y el vapor de agua forma gotitas de agua en la superficie de un espejo. Debido a que la sustancia pierde calor al condensar, sus alrededores se hacen más templados: esta es la razón por la que, cuando se acerca una tormenta, se siente un aire más cálido, ya que las moléculas de agua se están condensando para formar las gotas de lluvia.

Calor de evaporación

La energía necesaria para evaporar exactamente 1 g de líquido a gas en su punto de ebullición se denomina **calor de evaporación.** En el caso del agua, son necesarias 540 calorías para convertir 1 g en vapor a 100 °C. Esta cantidad de calor (540 Cal) se libera cuando 1 g de vapor de agua (gas) se transforma en líquido a 100 °C.

Calor de evaporación del agua:

$$\frac{540 \text{ Cal}}{1 \text{ g de agua}}$$

Para calcular la cantidad de calor añadida para evaporar (o emitida para condensar) una muestra de agua, se multiplica la masa de la muestra por el calor de evaporación. Al igual que en el caso anterior, no ocurren cambios de temperatura durante el cambio de estado.

Cálculo del calor de evaporación (o condensación) del agua:

Calor = masa × calor de evaporación

$$\text{Cal} = \text{g} \times \frac{450 \text{ Cal}}{\text{g}}$$

Química y salud

Quemaduras por vapor

El agua caliente, a 100 °C, ya puede quemar y dañar la piel, pero que esta entre en contacto con vapor resulta aun más peligroso. Hagamos el cálculo a partir de 25 g de agua caliente a 100 °C: si esta cae sobre la piel de una persona, la temperatura del agua descenderá hasta alcanzar la del cuerpo humano, 37 °C. El calor liberado durante este enfriamiento quema la piel. Podemos calcular la cantidad de calor a partir del cambio de temperatura, que es de 63 °C:

$$25\ \text{g} \times 63\ °\text{C} \times \frac{1{,}00\ \text{Cal}}{\text{g}\ °\text{C}} = 1600\ \text{Cal de calor}$$

Ahora, para comparar, calculemos la cantidad de calor liberada cuando 25 g de vapor a 100 °C se ponen en contacto con la piel. En primer lugar, el vapor condensa a agua (líquida) a 100 °C:

$$25\ \text{g} \times \frac{540\ \text{Cal}}{1\ \text{g}} = 14\ 000\ \text{Cal de calor desprendidas}$$

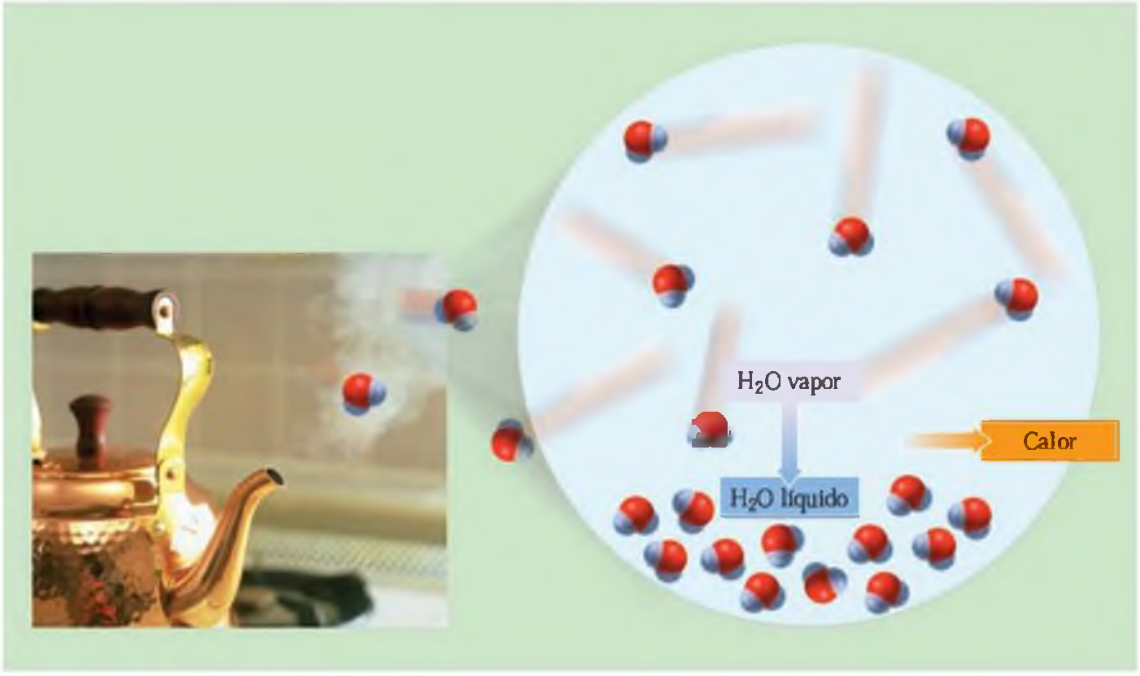
A continuación, la temperatura de los 25 g de agua desciende desde 100 °C a 37 °C, desprendiendo aun más calor del que calculamos anteriormente. Podemos calcular la cantidad total de calor desprendido por la condensación y enfriamiento del vapor de la forma siguiente:

Condensación (100 °C) = 14 000 Cal

Enfriamiento (de 100 °C a 37 °C) = 1600 Cal

Calor desprendido = 16 000 Cal (redondeado)

La cantidad de calor desprendido por el vapor es unas 10 veces mayor que el calor de la misma cantidad de agua caliente.



EJERCICIO RESUELTO 2.10

Empleo del calor de la evaporación

En una sauna, se convierten 150 g de agua en vapor a 100 °C. ¿Cuántas kilocalorías de calor se han necesitado?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Hacer una lista de los gramos de sustancia y los cambios de estado.**

Dato 150 g de H_2O *(l)* en H_2O *(g)*

Incógnita kilocalorías de calor para el cambio de estado

Paso 2 **Escribir el método para convertir gramos en calor y la unidad deseada.**

Método g H_2O → Calor de evaporación → Cal → Factor métrico → kcal

Paso 3 **Escribir el factor de conversión de calor y el factor métrico si es necesario.**
Equivalencias/factores de conversión.

$$1\ g\ H_2O\ (l \rightarrow g) = 540\ Cal \qquad 1\ kcal = 1000\ Cal$$

$$\frac{540\ Cal}{1\ g\ H_2O} \quad y \quad \frac{1\ g\ H_2O}{540\ Cal} \qquad \frac{1000\ Cal}{1\ kcal} \quad y \quad \frac{1\ kcal}{1000\ Cal}$$

Paso 4 **Resolución del problema con los factores.**
Resolución del problema.

$$150\ g\ \cancel{H_2O} \times \frac{540\ \cancel{Cal}}{1\ g\ \cancel{H_2O}} \times \frac{1\ kcal}{1000\ \cancel{Cal}} = 81\ kcal$$

¡AHORA TÚ!

Cuando el vapor procedente de una cacerola con agua en ebullición alcanza una ventana fría, condensa. ¿Cuánto calor, en kilocalorías, se desprende cuando 25 g de vapor condensan a 100 °C?

Curvas de calentamiento y enfriamiento

Todos los cambios de estado durante el calentamiento de un sólido pueden representarse gráficamente. En una **curva de calentamiento**, se representa la temperatura en el eje vertical y la adición de calor en el eje horizontal (fig. 2.8a).

Etapas de la curva de calentamiento

La primera línea diagonal indica que el sólido se templa al añadir calor. Cuando se alcanza la temperatura de fusión, se dibuja una línea horizontal, o meseta, que indica que el sólido está fundiendo. Mientras tiene lugar la fusión, el sólido está cambiando a líquido y la temperatura se mantiene constante.

Una vez que todas las partículas se encuentran en estado líquido, el calor que se añade aumentará la temperatura del líquido. Esto se representa como una línea diagonal desde la temperatura del punto de fusión hasta la temperatura del punto de ebullición. Una vez que el líquido comienza la ebullición, se dibuja otra línea horizontal para indicar que la temperatura es constante mientras el líquido se transforma en gas. Una vez que todo el líquido se ha transformado en gas, cualquier calor adicional elevará la temperatura del gas.

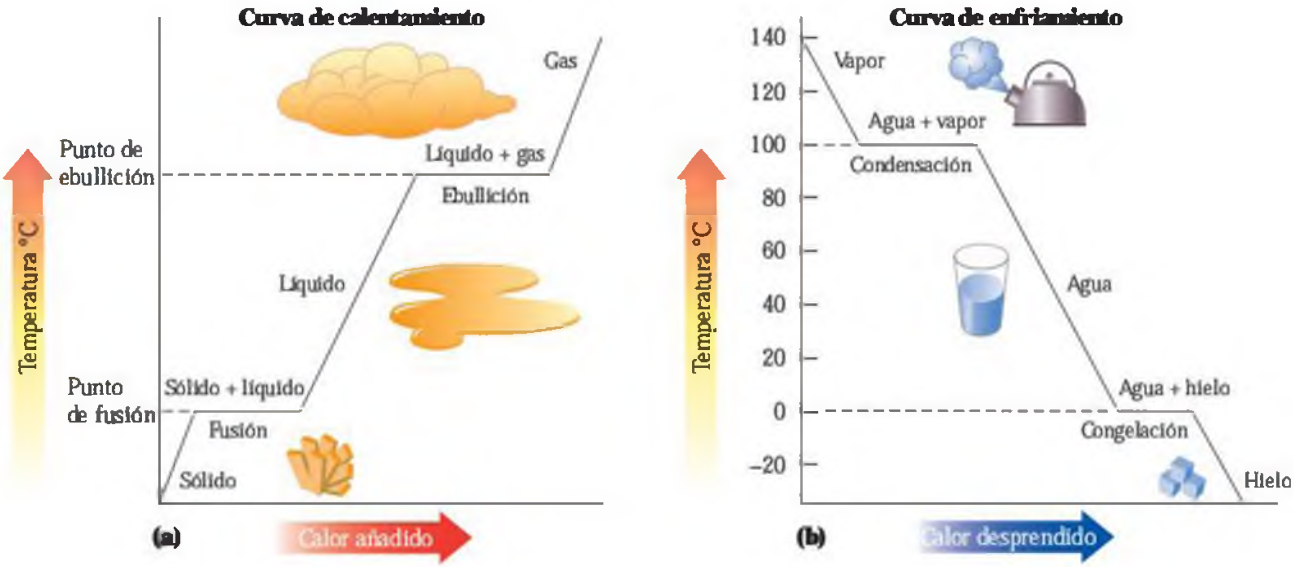


FIGURA 2.8 **(a)** Una curva de calentamiento muestra los aumentos de temperatura y los cambios de estado al ir suministrando calor. **(b)** Una curva de enfriamiento muestra los descensos de temperatura y cambios de estado del agua.
P ¿Qué representa la meseta a 100 °C en la curva de enfriamiento del agua?

Etapas en una curva de enfriamiento

Los cambios de estado durante el enfriamiento de un gas también pueden representarse de forma gráfica. En una **curva de enfriamiento,** se representa la temperatura en el eje vertical y la eliminación de calor en el eje horizontal (fig. 2.8b). Inicialmente, se dibuja una línea diagonal hasta el punto de ebullición (condensación) para indicar que el calor se elimina de la sustancia, enfriando el gas hasta que comienza a condensar. Se dibuja una línea horizontal (meseta) en el punto de condensación (el mismo que de ebullición) para indicar el cambio de estado cuando el gas condensa para formar un líquido.

Una vez que todo el gas se ha transformado en líquido, al seguir enfriando disminuye la temperatura. El descenso de la temperatura se representa por una línea diagonal desde la temperatura del punto de condensación a la temperatura del punto de congelación. En el punto de congelación, otra línea horizontal indica que el líquido se está transformando en sólido a la temperatura del punto de congelación. Una vez que toda la sustancia se ha congelado, la pérdida de calor disminuye la temperatura por debajo del punto de congelación, lo que se indica con la línea diagonal por debajo del punto de congelación.

EJERCICIO RESUELTO 2.11

Uso de una curva de enfriamiento

Empleando la curva de enfriamiento para el agua de la figura 2.8, identifica el estado o cambio de estado para el agua como sólido *(s)*, líquido *(l)*, gas *(g)*, condensación (C), o congelación (F).

a. a 120 °C **b.** a 100 °C **c.** a 40 °C
d. a 0 °C **e.** a −10 °C

SOLUCIÓN

a. *g* **b.** C **c.** *l*
d. F **e.** *s*

¡AHORA TÚ!

Describe los cambios que tienen lugar cuando una muestra de vapor de agua se enfría desde 110 °C a 25 °C.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Cambios de estado

2.27 Identifica cada uno de los siguientes cambios de estado como fusión, congelación, o sublimación:
a. La estructura sólida de una sustancia se rompe y se forma un líquido.
b. El café es liofilizado.
c. El agua en la calle se transforma en hielo durante una cruda noche de invierno.

2.28 Identifica cada uno de los siguientes cambios de estado como fusión, congelación, o sublimación:
a. El hielo seco de un carrito para los helados desaparece.
b. La nieve sobre la tierra se transforma en agua líquida.
c. Se pierde calor a partir de una muestra de 125 g de agua a 0 °C.

2.29 Calcula el calor necesario a 0 °C para llevar a cabo los siguientes cambios de estado. Indica cuándo se absorbe y cuándo se desprende calor.
a. calorías para fundir 65 g de hielo
b. calorías para fundir 17 g de hielo
c. kilocalorías para congelar 225 g de agua

2.30 Calcula el calor necesario a 0 °C para llevar a cabo los siguientes cambios de estado. Indica cuándo se absorbe y cuándo se desprende calor.
a. calorías para congelar 35 g de agua
b. calorías para congelar 250 g de agua
c. kilocalorías para fundir 140 g de hielo

2.31 Identifica cada uno de los siguientes cambios de estado como evaporación, ebullición o condensación:
a. El vapor de agua de las nubes se convierte en lluvia.
b. La ropa mojada se seca tendida en una cuerda.
c. La lava fluye hasta el océano y se forma vapor.
d. Después de una ducha caliente, el espejo del cuarto de baño está cubierto de agua.

2.32 Identifica cada uno de los siguientes cambios de estado como evaporación, ebullición o condensación:
a. A 100 °C, el agua de una cacerola se transforma en vapor.
b. En una mañana fría, las ventanillas del coche se empañan.
c. Un estanque poco profundo se seca en verano.
d. La tetera pita cuando el agua está lista para hacer el té.

2.33 **a.** ¿Por qué el sudor que se produce al hacer un ejercicio fuerte refresca el cuerpo?
b. ¿Por qué la ropa se seca más rápidamente en un día cálido de verano que en uno frío de invierno?

2.34 **a.** Cuando se produce una lesión deportiva durante un partido puede emplearse un spray de cloruro de etilo para anestesiar la zona de la piel afectada. Explica por qué una sustancia que se evapora rápidamente, como el cloruro de etilo, puede anestesiar la piel.
b. ¿Por qué se evapora antes el agua de un plato ancho y poco profundo que la misma cantidad dentro de un vaso estrecho y alto?

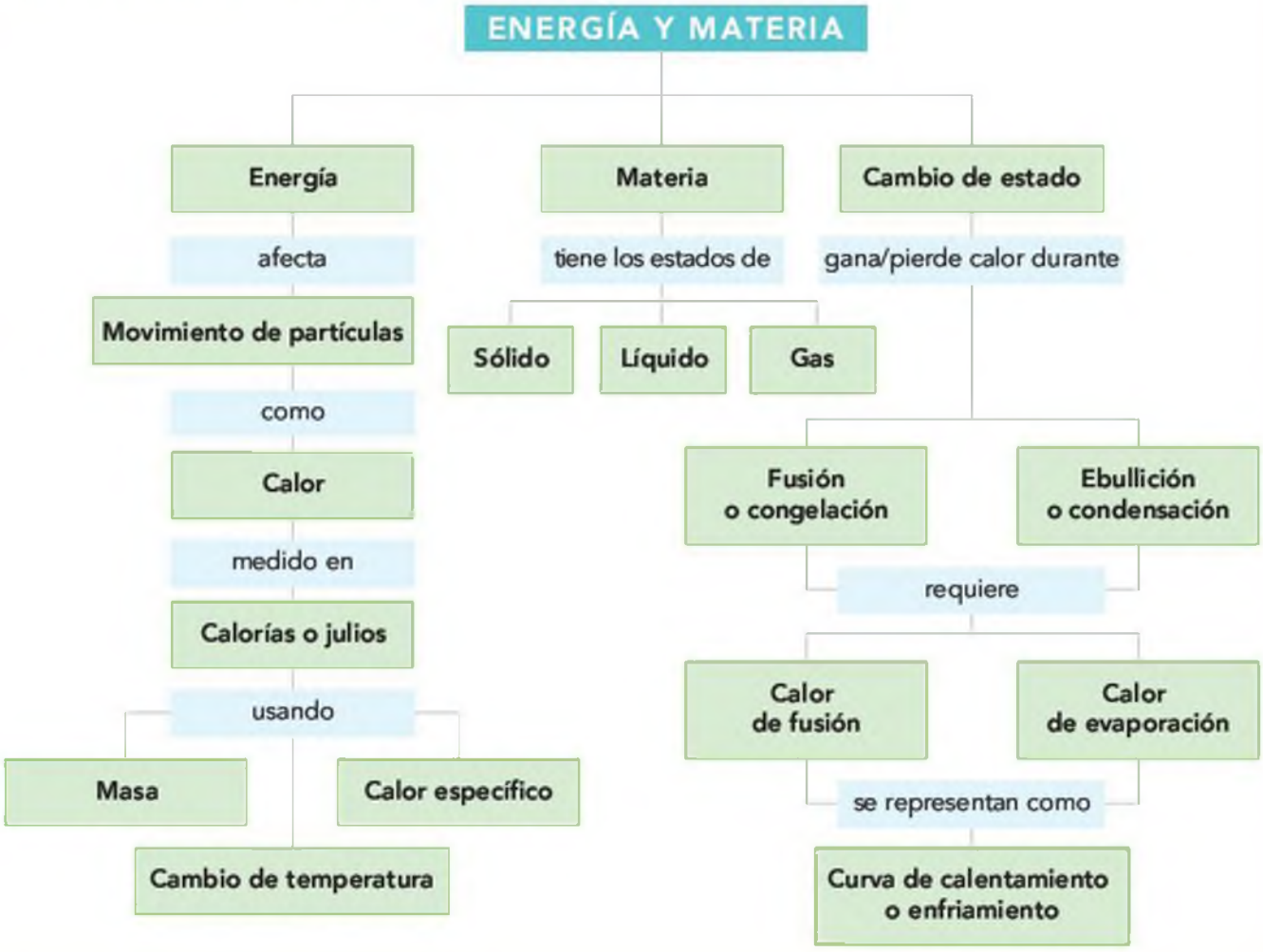
2.35 Calcula el calor intercambiado a 100 °C en cada uno de los siguientes problemas. Indica cuándo se absorbe y cuándo se desprende el calor.
a. calorías para evaporar 100 g de agua
b. kilocalorías para evaporar 50,0 g de agua
c. kilocalorías para condensar 8,0 kg de vapor

2.36 Calcula el calor intercambiado a 100 °C en cada uno de los siguientes problemas. Indica cuándo se absorbe y cuándo se desprende el calor.
a. calorías para condensar 10,0 g de vapor
b. kilocalorías para condensar 75 g de vapor
c. kilocalorías para evaporar 44 g de agua

2.37 Dibuja una curva de calentamiento para una muestra de hielo que se calienta desde −20 °C hasta 140 °C. Indica el segmento del gráfico que corresponde a cada uno de los procesos siguientes:
a. sólido **b.** punto de fusión
c. líquido **d.** punto de ebullición
e. gas

2.38 Dibuja una curva de enfriamiento para una muestra de vapor que se enfría desde 110 °C hasta −10 °C. Indica el segmento del gráfico que corresponde a cada uno de los procesos siguientes:
a. sólido **b.** punto de congelación
c. líquido **d.** punto de condensación (punto de ebullición)
e. gas

MAPA CONCEPTUAL



¡DE UN VISTAZO!

2.1 Energía

El objetivo es... clasificar la energía como potencial o cinética.

La energía es la capacidad para hacer un trabajo. La energía potencial es energía almacenada; la energía cinética es la energía del movimiento. El calor, una forma común de energía, se mide en calorías o julios. Una caloría es igual a 4,184 J.

2.2 Energía y nutrición

El objetivo es... emplear valores calóricos para calcular las kilocalorías (Cal) de un alimento.

La caloría nutricional es la misma cantidad de energía que 1 kcal o 1000 calorías. El contenido calórico de un alimento es la suma de las kilocalorías de sus hidratos de carbono, grasas y proteínas.

2.3 Conversiones de temperatura

El objetivo es... dada una temperatura, calcular la temperatura correspondiente en otra escala.

En la escala Celsius hay 100 unidades entre el punto de congelación del agua (0 °C) y su punto de ebullición (100 °C). En la escala Fahrenheit, hay 180 unidades entre el punto de congelación del agua (32 °F) y su punto de ebullición (212 °F). Una temperatura Fahrenheit se relaciona con la correspondiente temperatura Celsius mediante la ecuación $T_F = 1{,}8\ T_C + 32$. La temperatura en Kelvin del SI se relaciona con la temperatura en escala Celsius mediante la ecuación $T_K = T_C + 273$.

2.4 Calor específico

El objetivo es... usar el calor específico para calcular la ganancia o pérdida de calor, el cambio de temperatura o la masa de una muestra.

El calor específico es la cantidad de energía necesaria para elevar 1 °C la temperatura de exactamente 1 g de sustancia. El calor perdido o ganado por una sustancia se determina multiplicando su masa (g), el cambio de temperatura (ΔT) y su calor específico (Cal [o J]/g °C).

2.5 Los estados de la materia

El objetivo es... identificar el estado físico de una sustancia como sólido, líquido o gas.

La materia es cualquier cosa que posea una masa y ocupe un espacio. Los tres estados de la materia son sólido, líquido y gas.

2.6 Cambios de estado

El objetivo es... describir los cambios de estado entre sólidos, líquidos, y gases; calcular la energía necesaria.

La fusión ocurre cuando las partículas en un sólido absorben suficiente energía para apartarse de las demás y formar un líquido. La cantidad de energía necesaria para convertir exactamente 1 g de sólido en líquido se denomina calor de fusión. En el caso del agua se necesitan 80 Cal para fundir 1 g de hielo. La ebullición es la evaporación de un líquido en su punto de ebullición, y el calor de evaporación es la cantidad de calor necesaria para convertir exactamente 1 g de líquido en vapor. En el caso del agua, se necesitan 540 Cal para evaporar 1 g de agua líquida. Una curva de calentamiento o enfriamiento representa los cambios de temperatura y estado de una sustancia al añadirle o eliminarle calor. Las mesetas en el gráfico representan los cambios de estado, ya que la temperatura se mantiene constante.

TÉRMINOS CLAVE

Calor Energía asociada con el movimiento de las partículas en una sustancia.

Calor específico Cantidad de calor que cambia 1 °C la temperatura de exactamente 1 g de una sustancia.

Calor de evaporación Energía necesaria para evaporar exactamente 1 g de una sustancia a su temperatura de ebullición. Para el agua, se necesitan 540 Cal para evaporar exactamente 1 g de líquido; 1 g de vapor desprende 540 Cal cuando condensa.

Calor de fusión Energía necesaria para fundir exactamente 1 g de una sustancia a su temperatura de fusión. En el caso del agua, se necesitan 80 Cal para fundir 1 g de hielo; se desprenden 80 Cal cuando congela 1 g de agua.

Caloría (Cal) Cantidad de energía o calor que eleva 1 °C la temperatura de exactamente 1 g de agua.

Cambio de estado Transformación de un estado de la materia en otro; por ejemplo, sólido en líquido, líquido en sólido, líquido en gas.

Condensación Cambio de estado de gas a líquido.

Curva de calentamiento Diagrama que representa los cambios de temperatura y los cambios de estado de una sustancia cuando se calienta.

Curva de enfriamiento Diagrama que representa los cambios de temperatura y los cambios de estado de una sustancia al perder calor.

Ebullición Formación de burbujas de gas en un líquido.

Energía Capacidad para producir trabajo.

Energía cinética Energía de las partículas en movimiento.

Energía potencial Tipo inactivo de energía que se almacena para un uso futuro.

Evaporación Formación de gas (o vapor) producida porque las moléculas con energía elevada se escapan de la superficie de un líquido.

Fusión Cambio de estado de sólido a líquido.

Gas Estado de la materia que se caracteriza por no poseer forma o volumen determinados. Las partículas de un gas se mueven rápidamente.

Julio (J) Unidad de energía calorífica del SI; 4,184 J = 1 Cal.

Kilocaloría (kcal) Cantidad de energía calorífica igual a 1000 Cal.

Líquido Estado de la materia que toma la forma del recipiente en el que se encuentra pero tiene un volumen definido.

Materia Cualquier cosa que tenga masa y ocupe un espacio.

Punto de ebullición (peb) Temperatura a la que un líquido se transforma en gas (hierve) y el gas se transforma en líquido (condensa).

Punto de fusión (pf) Temperatura a la cual un sólido se transforma en líquido (funde). Es la misma temperatura que el punto de congelación.

Punto de solidificación (ps) Temperatura a la cual un líquido se transforma en sólido (congela), y un sólido se transforma en líquido (funde).

Solidificación Cambio de estado de líquido a sólido.

Sólido Estado de la materia que tiene su propia forma y volumen.

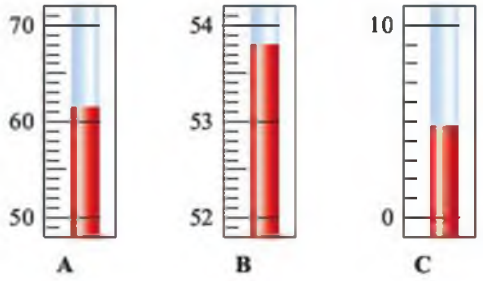
Sublimación Cambio de estado en el que un sólido se transforma directamente en gas sin formar primero un líquido.

Trabajo Actividad que requiere energía.

Valor calórico Kilocalorías obtenidas por gramo de un tipo de alimento: hidrato de carbono, grasa, y proteína.

COMPRENDER LOS CONCEPTOS

2.39 Lee la temperatura de los siguientes termómetros Celsius:



2.40 Selecciona la temperatura más cálida en cada pareja:
a. 10 °C o 10 °F **b.** 30 °C o 15 °F
c. −10 °C o 32 °F **d.** 200 °C o 200 K

2.41 El compost puede fabricarse en casa a partir de los restos de la siega del jardín, algunas mondaduras de la cocina y hojas secas. Mientras los microbios degradan la materia orgánica, se genera calor, y el compost puede alcanzar una temperatura de 155 °K, que mata a la mayoría de los patógenos. ¿Cuál es esta temperatura en grados Celsius? ¿Y en grados Kelvin?

2.42 Después de algún tiempo, las reacciones bioquímicas en el compost se ralentizan, y la temperatura desciende hasta 45 °C. La mezcla marrón oscuro, rica en sustancias orgánicas, está lista para su empleo en el jardín. ¿Cuál es esta temperatura en grados Fahrenheit? ¿Y en grados Kelvin?

2.43 Una persona que pesa 70,0 kg acaba de comerse una hamburguesa con queso de cuarto de libra acompañada de patatas fritas y un batido de chocolate. Usando la tabla 2.1, calcula las kilocalorías totales de esta comida (redondear a múltiplos de 10 kcal.)

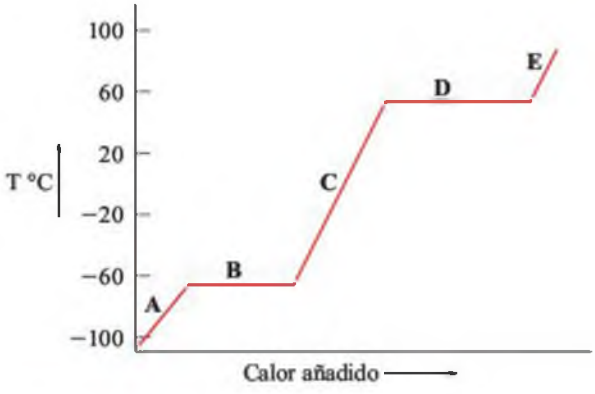
Alimento	Proteínas (g)	Grasas (g)	Hidratos de carbono (g)
Hamburguesa con queso	31	29	34
Patatas fritas	3	11	26
Batido de chocolate	11	9	60

2.44 Emplea la tabla 2.4 para calcular cada uno de los siguientes datos relativos a la persona del problema 2.43.
a. El número de horas de sueño necesarias para «quemar» las kilocalorías contenidas en esta comida.
b. El número de horas corriendo necesarias para «quemar» las kilocalorías contenidas en esta comida.

2.45 Determina la energía necesaria para calentar tres cubos de oro, aluminio y plata de 15 °C a 25 °C. Cada uno de ellos tiene un volumen de 10,0 cm^3. Utiliza las tablas 1.11 y 2.6. ¿Qué llama la atención en el valor de la energía necesaria para cada uno de ellos?

2.46 Si los 8400 kilojulios de energía que gasta una persona en un día se emplean para calentar 50 000 g de agua a 20 °C, ¿cuál será el aumento de temperatura? ¿Cuál será la nueva temperatura del agua?

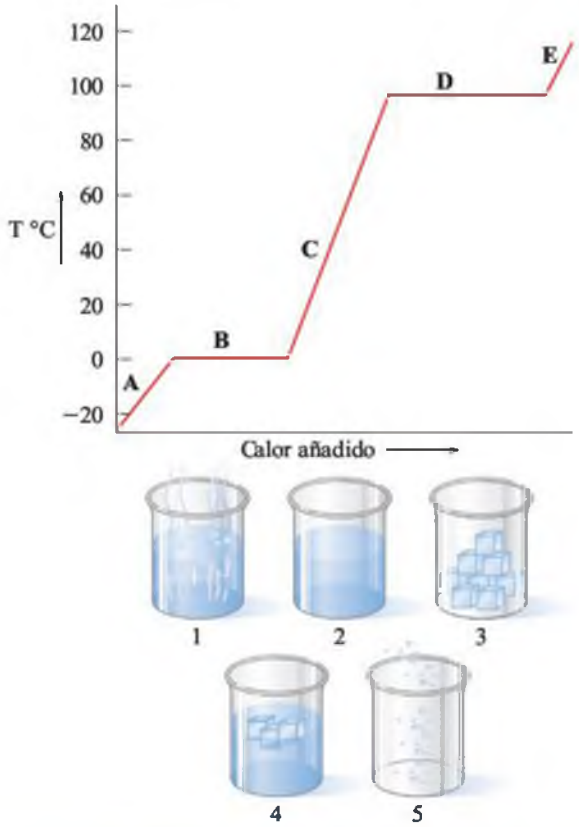
2.47 A continuación, tenemos la curva de calentamiento del cloroformo, disolvente de grasas, aceites y ceras:



a. ¿Cuál es el punto de fusión del cloroformo?
b. ¿Cuál es el punto de ebullición del cloroformo?
c. En la curva de calentamiento, identifica los segmentos A, B, C, D y E como sólido, líquido, gas, fusión o ebullición.
d. A las siguientes temperaturas, el cloroformo ¿es sólido, líquido o gas?

−80 °C; −40 °C; 25 °C; 80 °C

2.48 Asocie los siguientes dibujos con un segmento de la curva de calentamiento del agua:



EJERCICIOS Y PROBLEMAS ADICIONALES

2.49 Calcula las siguientes temperaturas en grados Celsius:
a. La temperatura más alta registrada en la parte continental de EE. UU. fue de 134 °F en Death Valley, california, el 10 de julio de 1913.
b. La temperatura más baja registrada en la parte continental de EE. UU. fue de −70 °F en Rodgers Pass, Montana, el 20 de enero de 1954.

2.50 Calcula las siguientes temperaturas en grados Fahrenheit:
a. La temperatura más alta registrada en todo el mundo fue de 58 °C en El Azizia, Libia, el 13 de septiembre de 1922.
b. La temperatura más baja registrada en todo el mundo fue de −89,2 °C en Vostok, La Antártida, el 21 de julio de 1983.

2.51 ¿Cuánto son −15 °F en grados Celsius y en kelvins?

2.52 La temperatura corporal más alta en una persona que haya sobrevivido ha sido de 46,5 °C. Calcula esta temperatura en grados Fahrenheit.

2.53 En un día caluroso la arena de la playa está caliente, pero el agua permanece fresca. Compara el calor específico de la arena y del agua.

2.54 ¿Por qué se forman gotas de agua líquida en la parte exterior de un vaso de té helado?

2.55 Cuando llueve o nieva, la temperatura del aire parece más cálida. Explica por qué.

2.56 ¿Por qué cuando las temperaturas son cercanas a la congelación se rocía agua sobre la tierra de un huerto para evitar que se congelen las frutas?

2.57 Una dieta típica proporciona el 15% de las calorías a partir de proteínas, el 45% a partir de hidratos de carbono y el resto a partir de grasas. Calcula los gramos de proteínas, hidratos de carbono y grasas que deben incluirse cada día en las dietas con los siguientes requerimientos de calorías.
a. 1200 kcal
b. 1900 kcal
c. 2600 kcal

2.58 Una persona acaba de tomarse una ración de pizza, un refresco de cola y un helado. ¿Cuál es la cantidad total de calorías que ha ingerido con esta comida? (Redondea a múltiplos de 10 kcal.) ¿Cuántas horas debe nadar para «quemar» las kilocalorías de esta comida si pesa 70,0 kg? (v. tabla 2.4.)

Alimento	Proteínas (g)	Grasas (g)	Hidratos de carbono (g)
Pizza	13	10	29
Refresco	0	0	51
Helado	8	28	44

2.59 Si alguien quiere adelgazar perdiendo medio kilo de «grasa» y esta contiene un 15% de agua, ¿cuántas kilocalorías debe gastar?

2.60 Calcula las Cal (kcal) que hay en una taza de leche entera: 12 g de hidratos de carbono, 9 g de grasa y 9 g de proteínas. (Redondea a múltiplos de diez).

2.61 Identifica cada uno de los siguientes ejemplos como sólido, líquido o gas:
a. tabletas de vitaminas en un frasco
b. helio dentro de un globo
c. leche en un vaso
d. aire que respiramos
e. pastillas de carbón de una barbacoa

2.62 Identifica cada uno de los siguientes ejemplos como sólido, líquido o gas:
a. palomitas en una bolsa
b. agua en una manguera de jardín
c. ratón del ordenador
d. aire dentro de una rueda
e. té caliente

2.63 Una bolsa de agua caliente contiene 725 g de agua a 65 °C. Si el agua se enfría hasta la temperatura del cuerpo (37 °C), ¿cuántas kilocalorías de calor se transfieren a los músculos doloridos?

2.64 Se saca de la nevera una jarra con 0,75 l de agua a 4 °C. ¿Cuántos kilojulios se necesitan para que el agua alcance la temperatura ambiental de 27 °C?

2.65 El punto de fusión del cloroformo es –64 °C, y su punto de ebullición es 61 °C. Dibuja la curva de calentamiento para el cloroformo desde –100 °C hasta 100 °C.
a. ¿Cuál es el estado del cloroformo a –75 °C
b. ¿Qué ocurre en la curva a –64 °C?
c. ¿Cuál es el estado del cloroformo a –18 °C?
d. ¿Cuál es el estado del cloroformo a 80 °C?
e. ¿A qué temperatura se encuentran presentes tanto el sólido como el líquido?

2.66 El punto de fusión del benceno es 5,5 °C, y su punto de ebullición es 80,1 °C. Dibuja la curva de calentamiento para el benceno desde 0 °C hasta 100 °C.
a. ¿Cuál es el estado del benceno a 15 °C?
b. ¿Qué ocurre en la curva a 5,5 °C?
c. ¿Cuál es el estado del benceno a 63 °C?
d. ¿Cuál es el estado del benceno a 98 °C?
e. ¿A qué temperatura se encuentran presentes tanto el líquido como el gas?

¡ACEPTA EL RETO!

2.67 Un líquido tiene una temperatura de 140 °F, y otro líquido tiene una temperatura de 60,0 °C, ¿están a la misma temperatura?

2.68 Una muestra de 0,50 g de aceite vegetal se introduce en un calorímetro. Cuando se quema la muestra, se desprenden 18,9 kJ. ¿Cuál es el valor calórico en kcal/g del aceite?

2.69 Una muestra de 25 g de una aleación a 98 °C se introduce en 50,0 g de agua a 15 °C. Si la temperatura final alcanzada por la aleación y el agua es de 27 °C, ¿cuál es el calor específico (Cal/g °C) de la aleación?

2.70 Despeja el término adecuado en la ecuación de calentamiento para resolver los siguientes casos:
a. La masa de agua en gramos que absorben 8250 J cuando su temperatura aumenta desde 18,3 °C hasta 92,6 °C.
b. La masa en gramos de una muestra de oro que absorbe 225 J cuando su temperatura asciende desde 15,0 °C hasta 47,0 °C.
c. El aumento de temperatura (ΔT) cuando una muestra de 20,0 g de hierro absorbe 1580 J.
d. El calor específico de un metal que absorbe 28 Cal cuando una muestra de 8,50 g aumenta su temperatura desde 12 °C hasta 24 °C.

2.71 ¿Cuántas kilocalorías de calor se desprenden cuando 75 g de vapor de agua a 100 °C se transforman en hielo a 0 °C? (*Pista:* el cálculo incluye varios pasos).

2.72 Se añade un trozo de hielo de 45 g a 0 °C a una muestra de agua a 8 °C. Todo el hielo se derrite y la temperatura del agua desciende a 0 °C, ¿cuántos gramos de agua había en la muestra?

2.73 En un gran edificio se emplea aceite en un sistema de calefacción con vapor de agua. La combustión de 500 g de aceite desprenden $2,4 \times 10^7$ J.
a. ¿Cuántos kg de aceite se necesitan para calentar 150 kg de agua de 22 °C a 100 °C?
b. ¿Cuántos kg de aceite se necesitan para obtener 150 kg de vapor de agua a 100 °C?

2.74 La combustión de 1,0 g de gasolina desprende 11 kcal de calor (densidad de la gasolina = 0,74 g/ml).
a. ¿Cuántos megajulios se desprenden cuando se quema el contenido de un bidón de gasolina de 4,5 l?
b. Cuando una televisión está encendida durante 2,0 horas gasta 300 kJ. ¿Durante cuánto tiempo tiene que permanecer encendida para consumir la energía desprendida en el apartado anterior?

RESPUESTAS

Respuestas de *¡Ahora tú!*

2.1 energía potencial
2.2 8,4 kcal
2.3 380 kcal
2.4 12 °F
2.5 39,8 °C
2.6 por la noche, –260 °C; durante el día, 410 °C
2.7 14,6 kJ
2.8 líquido
2.9 12 kcal
2.10 14 kcal
2.11 Al perder calor, la muestra de vapor de agua se enfría desde 110 °C hasta 100 °C. A 100 °C, la pérdida de calor hace que el vapor de agua condense y se transforme en agua líquida. A continuación el enfriamiento hace que se pierda más calor, y la temperatura del líquido desciende hasta 25 °C.

Respuestas de los *Ejercicios y problemas* seleccionados

2.1 Cuando el coche se encuentra en lo alto de la rampa, posee su máxima energía potencial. Cuando desciende, la energía potencial se transforma en energía cinética. Cuando llega abajo, toda la energía es cinética.

2.3 **a.** potencial **b.** cinética
c. potencial **d.** potencial

2.5 **a.** 22 kJ **b.** 5300 Cal
c. 5,3 kcal **d.** 280 Cal

2.7 **a.** 110 Cal **b.** 18 g
c. 130 Cal **d.** 280 Cal

2.9 210 kcal; 880 kJ

2.11 En EE. UU. los termómetros usan la escala Fahrenheit. En °F la temperatura normal del cuerpo es 98,6. En la escala Celsius, la temperatura sería 37,7 °C, una fiebre ligera.

2.13 **a.** 98,6 °F **b.** 18,5 °C
c. 246 K **d.** 335 K
e. 46 °C **f.** 295 K

2.15 **a.** 41 °C
b. No. La temperatura es equivalente a 39 °C.

2.17 El cobre tiene el calor específico más bajo de todas las muestras y alcanzará la más alta temperatura.

2.19 **a.** 250 Cal **b.** 14 000 J
c. 9,3 kcal **d.** 10,8 kJ

2.21 **a.** 1380 J; 330 Cal **b.** 1810 J; 434 Cal
c. 3780 J; 904 Cal **d.** 3500 J; 850 Cal

2.23 **a.** 5,30 kcal **b.** 208 kcal

2.25 **a.** gas **b.** gas
c. sólido

2.27 **a.** fusión **b.** sublimación
c. congelación

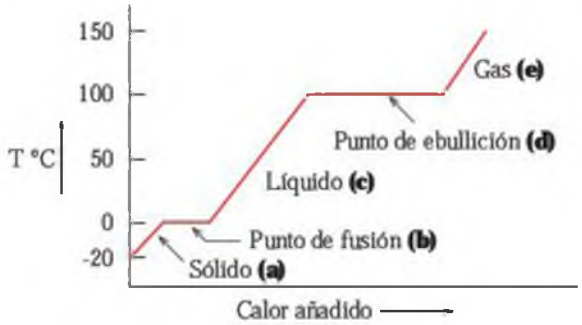
2.29 **a.** 5200 Cal absorbidas **b.** 1400 Cal absorbidas
c. 18 kcal desprendidas

2.31 **a.** condensación **b.** evaporación
c. ebullición **d.** condensación

2.33 **a.** El calor procedente de la piel se emplea para evaporar el agua (sudor). De esta forma la piel se refresca.
b. En un día caluroso, hay muchas más moléculas con energía suficiente para transformarse en vapor.

2.35 **a.** 5400 Cal absorbidas **b.** 27 kcal absorbidas
c. 4300 kcal desprendidas

2.37



2.39 **a.** 61,4 °C **b.** 53,80 °C
c. 4,8 °C

2.41 68 °C, 341 K

2.43 $45\ \text{g proteína} \times \dfrac{4\ \text{kcal}}{1\ \text{g proteína}} = 180\ \text{kcal}$

$49\ \text{g grasa} \times \dfrac{9\ \text{kcal}}{1\ \text{g grasa}} = 440\ \text{kcal}$

$120\ \text{g hidratos de carbono} \times \dfrac{4\ \text{kcal}}{1\ \text{g hidratos de carbono}} = 480\ \text{kcal}$

180 kcal + 441 kcal + 480 kcal = 1100 kcal

2.45 Oro: 250 J o 59 Cal; aluminio: 240 J o 58 Cal; plata: 250 J o 59 Cal. El calor necesitado por las tres muestras metálicas es aproximadamente el mismo.

2.47 **a.** –60 °C **b.** 60 °C
c. La línea diagonal A representa el estado sólido mientras aumenta la temperatura. La línea horizontal B representa el cambio de sólido a líquido o la fusión de la sustancia. La línea diagonal C representa el estado líquido mientras aumenta la temperatura. La línea horizontal D representa la transformación del líquido en gas o la ebullición del líquido. La línea diagonal E representa el estado gaseoso al aumentar la temperatura.
d. A –80 °C, sólido; a –40 °C, líquido; a 25 °C, líquido; a 80 °C, gas.

2.49 **a.** 56,7 °C **b.** –56,7 °C

2.51 –26 °C; 247 K

2.53 La arena tiene un calor específico inferior al del agua. Cuando ambas sustancias absorben la misma cantidad de calor, la temperatura final de la arena será mayor que la del agua.

2.55 Cuando el vapor de agua condensa o el agua líquida congela, se libera calor, que templa el aire.

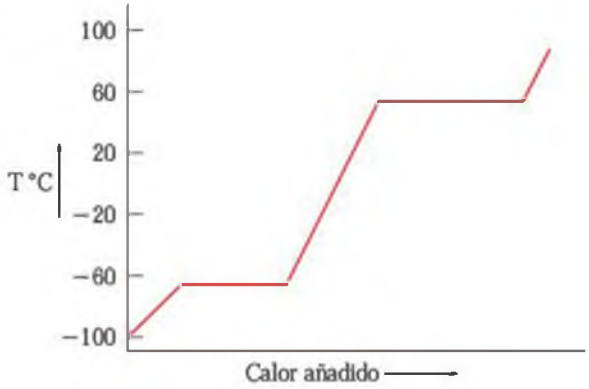
2.57 **a.** 45 g de proteínas, 140 g de hidratos de carbono, 53 g de grasa.
b. 71 g de proteínas, 210 g de hidratos de carbono, 84 g de grasa.
c. 98 g de proteínas, 290 g de hidratos de carbono, 120 g de grasa.

2.59 3500 kcal

2.61 **a.** sólido **b.** gas **c.** líquido
d. gas **e.** sólido

2.63 20 kcal

2.65



a. sólido **b.** el cloroformo sólido funde
c. líquido **d.** gas
e. –64 °C

2.67 T_F = 1,8 (60,0 °C) + 32 ° = 140 °F. Los líquidos están a la misma temperatura.

2.69 Calor específico = 0,34 Cal/g °C.

2.71 54 kcal

2.73 **a.** 0,93 kg de aceite **b.** 6,4 kg de aceite

Combina los conceptos de los capítulos 1 y 2

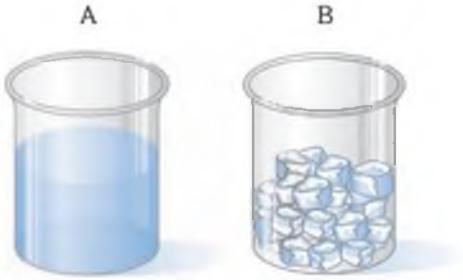
CC.1 El oro, uno de los metales más codiciados del mundo, tiene una densidad de 19,3 g/cm³, funde a 1064 °C, y tiene un calor específico de 0,129 J/g °C. En 1998 fue descubierta en Alaska una pepita de oro que pesaba 20,17 libras.

a. ¿Cuántas cifras significativas hay en la medida del peso de la pepita?
b. ¿Cuál es la masa de la pepita en kilogramos?
c. Si la pepita fuera de oro puro, ¿cuál sería su volumen en cm³?
d. ¿Cuál es el punto de fusión del oro en grados Fahrenheit y en grados Kelvin?
e. ¿Cuántas kilocalorías se necesitan para elevar la temperatura de la pepita desde 18 °C hasta 145 °C?

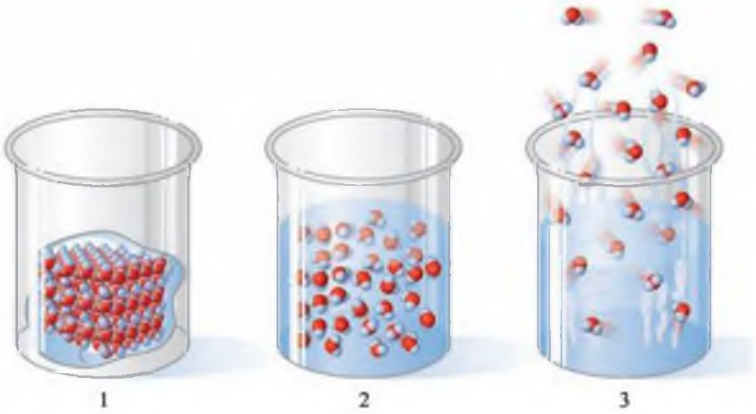
CC.2 Una moto estadounidense que tiene un depósito de gasolina de 22 l consume 1 galón por cada 35 millas.

a. ¿Qué distancia puede recorrer en un viaje, en kilómetros, con el depósito lleno de gasolina?
b. Si el precio de la gasolina es de 3,27$ por galón, ¿cuál será el gasto por el combustible del viaje anterior?
c. Si la velocidad media durante el viaje es de 44 millas/hora, ¿cuántas horas tardará en llegar al final del viaje?
d. Si la densidad de la gasolina es 0,74 g/ml, ¿cuál es la masa en gramos del contenido del depósito?
e. Cuando se quema 1,00 g de gasolina, se desprenden 46 kJ de energía. ¿Cuántos kilojulios se desprenden al quemar el contenido del tanque lleno?

CC.3 Contesta a las siguientes preguntas para las muestras de agua A y B representadas en los diagramas:
a. ¿Qué muestra tiene su propia forma?
b. Cuando se cambia a otro recipiente cada una de las muestras, ¿qué ocurre con sus volúmenes respectivos?



c. Señala el diagrama (1, 2 o 3) que representa las partículas de agua de la muestra A y de la B. Razona tu respuesta.



d. Cuando el agua de A se transforma en la de B, el proceso se denomina _____, y ocurre a la temperatura denominada punto de _____.
Cuando el agua de B se transforma en la de A, el proceso se denomina _____, y ocurre a la temperatura denominada punto de _____.
e. ¿Qué les ocurre a las partículas del agua sólida cuando tiene lugar la fusión?
f. Si el agua de A tiene una masa de 19,8 g y una temperatura de 45 °C, ¿cuánto calor, en julios, se desprende para formar hielo a 0 °C?

CC.4 La etiqueta de una barrita de limón indica como información nutricional un contenido de 5 g de grasas, 25 g de hidratos de carbono y 10 g de proteínas.

a. Usando los valores calóricos de los hidratos de carbono (4 kcal/g), las grasas (9 kcal/g) y las proteínas (4 kcal/g), ¿cuántas son las kilocalorías (Calorías) presentes en la barrita?
b. ¿Cuál es el valor energético de la barrita de limón en kilojulios?
c. Si la barrita tiene una masa de 48 g, ¿cuántos kilojulios se obtienen al comer 10 g de la barrita de limón?
d. Al caminar se consumen 840 kJ/h. ¿Cuántos minutos es necesario caminar para «quemar» las calorías de dos barritas de limón?

CC.5 En una caja de clavos hay 75 clavos de hierro que pesan 0,25 lb. La densidad del hierro es 7,86 g/cm^3, y su calor específico es 0,450 J/g °C. El punto de fusión del hierro es 1535 °C.

a. ¿Cuál es el volumen, en cm^3, de todos los clavos de hierro contenidos en la caja?
b. Si se añaden 30 clavos a una probeta graduada que contiene 17,6 ml de agua, ¿cuál será el nuevo nivel del agua en la probeta?
c. ¿Cuántos julios deben suministrarse a los clavos de la caja para elevar la temperatura desde 16 °C a 125 °C?

CC.6 Un baño caliente se llena con 450 galones de agua, que tiene una densidad de 1,0 g/ml.
a. ¿Cuál es el volumen del agua del baño, en litros?
b. ¿Cuál es la masa, en kilogramos, del agua contenida en el baño?
c. ¿Cuántas kilocalorías se necesitan para calentar el agua desde 62 °F hasta 105 °F?
d. Si el calentador de agua del baño proporciona 1400 kcal por minuto, ¿cuánto tiempo, en horas, se necesita para calentar el agua del baño desde 62 °F hasta 105 °F?

RESPUESTAS

CC.1 **a.** 4 cifras significativas **b.** 9,17 kg
c. 475 cm^3 **d.** 1947 °F; 1337 K
e. 35,9 kcal.

CC.3 **a.** B
b. El volumen tanto de A como de B permanece igual.
c. A es agua líquida representada por el diagrama 2. En el agua líquida, las partículas de agua están colocadas aleatoriamente, pero cerca unas de otras. B es agua sólida representada por el diagrama 1. En el agua sólida, las partículas de agua se encuentran fijas en una determinada disposición.
d. Congelación, punto de congelación, 0 °C, fusión, punto de fusión, 0 °C.
e. Las partículas de agua sólida se separan de sus posiciones fijas para adoptar unas posiciones más aleatorias, pero todavía se mantienen juntas.
f. 10 300 J

CC.5 **a.** 14 cm^3 **b.** 23,2 ml
c. 5600 J o $5{,}6 \times 10^3$ J

3 Átomos y elementos

EN ESTA UNIDAD...

3.1 Clasificación de la materia

3.2 Elementos y símbolos

3.3 La tabla periódica

3.4 El átomo

3.5 Número atómico y número másico

3.6 Isótopos y masa atómica

3.7 Niveles energéticos electrónicos

3.8 Variaciones periódicas

«Muchos de mis pacientes padecen diabetes, úlceras, hipertensión o problemas cardiovasculares», comenta la dietista Silvia Lau. «Si un paciente tiene diabetes, le asesoro sobre los alimentos que aumentan los niveles de azúcar en sangre, como la fruta, la leche y los hidratos de carbono. Le explico cómo las grasas dietéticas contribuyen al aumento de peso y producen complicaciones en los pacientes diabéticos. Para los pacientes que hayan sufrido un infarto, recomiendo dietas bajas en grasas y colesterol, ya que la presión arterial elevada incrementa el riesgo de sufrir un nuevo infarto».

Si un análisis de laboratorio muestra niveles bajos de hierro, zinc, yodo, magnesio o calcio, la labor de una dietista es recomendar alimentos que proporcionen estos elementos esenciales. Por ejemplo: si se observa deficiencia de hierro, más carne de ternera; para el zinc, cereales integrales; vegetales verdes de hoja grande si se observa una carencia de magnesio; derivados lácteos para el calcio y sal de mesa yodada y pescados o mariscos para recuperar yodo.

the Chemistry place

Visita **www.chemplace.com** y encontrarás cuestiones adicionales, tutoriales interactivos, información profesional, diapositivas en PowerPoint para repasar el capítulo, ayuda para resolver las operaciones matemáticas y casos prácticos.

Todos los días vemos a nuestro alrededor una gran diversidad de materiales con infinidad de aspectos y formas. Desde el punto de vista científico, todos estos materiales son materia. Es materia todo aquello que nos rodea: el zumo de naranja del desayuno, el agua con la que preparamos el café, el papel de aluminio que usamos para envolver un bocadillo, el cepillo y la pasta de dientes, el oxígeno que inhalamos y el dióxido de carbono que exhalamos son ejemplos de distintas formas de la materia.

La materia se compone de elementos, de los que hay 117 tipos. De estos, podemos encontrar en la naturaleza 88, que son los que se combinan para dar lugar a todas las sustancias en nuestro planeta. Muchos de estos elementos nos resultarán familiares: un anillo o un collar están hechos de oro, plata o platino; las raquetas de tenis y los palos de golf contienen elementos como el titanio o el carbono; en nuestro organismo el calcio y el fósforo constituyen la estructura de huesos y dientes y el hierro y el cobre son esenciales para la formación de los glóbulos rojos, mientras que el yodo es imprescindible para el correcto funcionamiento del tiroides.

La proporción en la que determinados elementos se encuentran presentes en nuestro cuerpo es crucial para su formación y funcionamiento adecuados. Los niveles bajos de hierro causan anemia, mientras que la falta de yodo puede ocasionar hipo o hipertiroidismo. Confirmamos que elementos como el hierro, el cobre, el zinc o el yodo se encuentran dentro de los niveles normales en sangre a través de los análisis de laboratorio. En caso de deficiencia, un dietista podría recomendar carne de ternera para recuperar hierro o zinc, cereales integrales y vegetales verdes de hoja grande para aumentar los niveles de magnesio, derivados lácteos si es necesario calcio y sal de mesa yodada o pescados y mariscos para obtener yodo.

3.1 CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

EL OBJETIVO ES...

clasificar la materia en sustancias puras o mezclas.

En el capítulo 2 hemos definido como *materia* todo aquello que tenga masa y ocupe espacio. Hay muchos tipos de materia, pero se pueden clasificar en función de sus componentes.

Sustancias puras

Una **sustancia pura** es un tipo de materia que tiene una composición definida. Los **elementos** son las sustancias puras más sencillas, ya que están compuestos por un único tipo de átomos. Ejemplos de elementos son la plata, el hierro o el aluminio (en la cubierta interior de este libro se puede encontrar una lista completa de todos los elementos químicos). Los **compuestos** son también sustancias puras: contienen dos o más elementos, pero siempre en la misma proporción. Por ejemplo, el agua (H_2O) es un compuesto que mantiene siempre la misma proporción de los elementos hidrógeno y oxígeno. El compuesto peróxido de hidrógeno (H_2O_2) es también una combinación de los elementos hidrógeno y oxígeno, pero en distinta proporción.

Una diferencia importante entre elementos y compuestos es que un compuesto puede convertirse en sustancias simples como los elementos a través de un proceso químico (no basta con métodos físicos, como la ebullición o la filtración). La sal común, por ejemplo, es el compuesto denominado cloruro sódico (NaCl) y se puede descomponer en sus elementos —sodio y cloro—, como se muestra en la figura 3.1. Por el contrario, los elementos no se pueden fragmentar por ningún proceso, ya sea físico o químico.

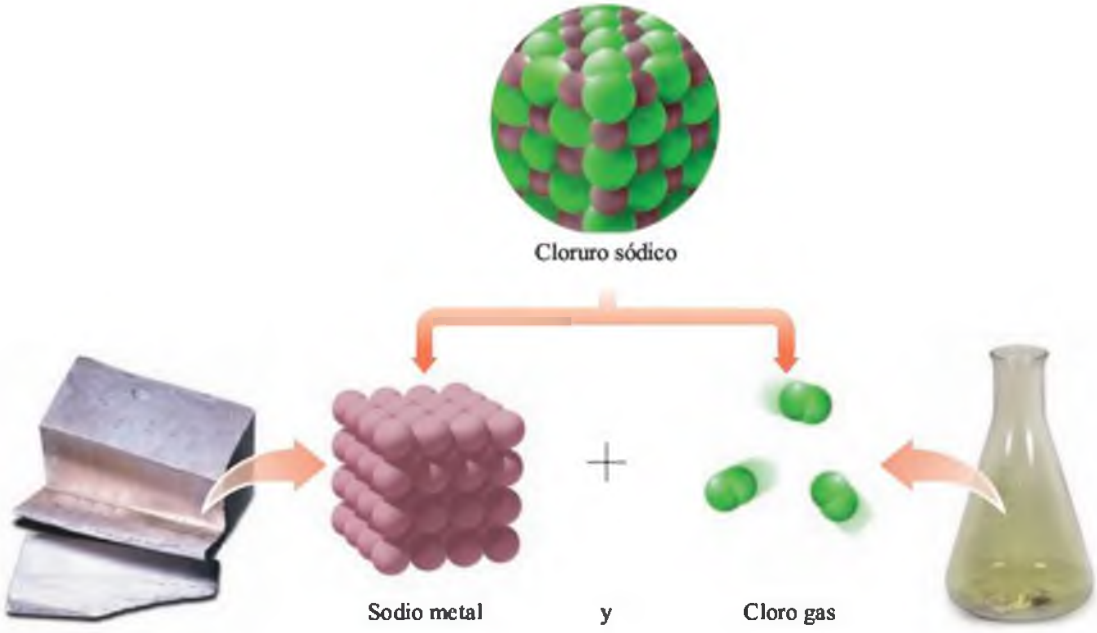


FIGURA 3.1 La descomposición de la sal NaCl produce los elementos sodio y cloro.
P ¿En qué se diferencian compuestos y elementos?

Mezclas

La mayor parte de la materia presente en nuestra vida diaria es una mezcla (fig. 3.2). En una **mezcla**, dos o más sustancias se encuentran físicamente combinadas, pero no químicamente conectadas. El aire que respiramos es una mezcla compuesta fundamentalmente por los gases oxígeno y nitrógeno; el acero de los edificios o de las vías del tren es una mezcla de

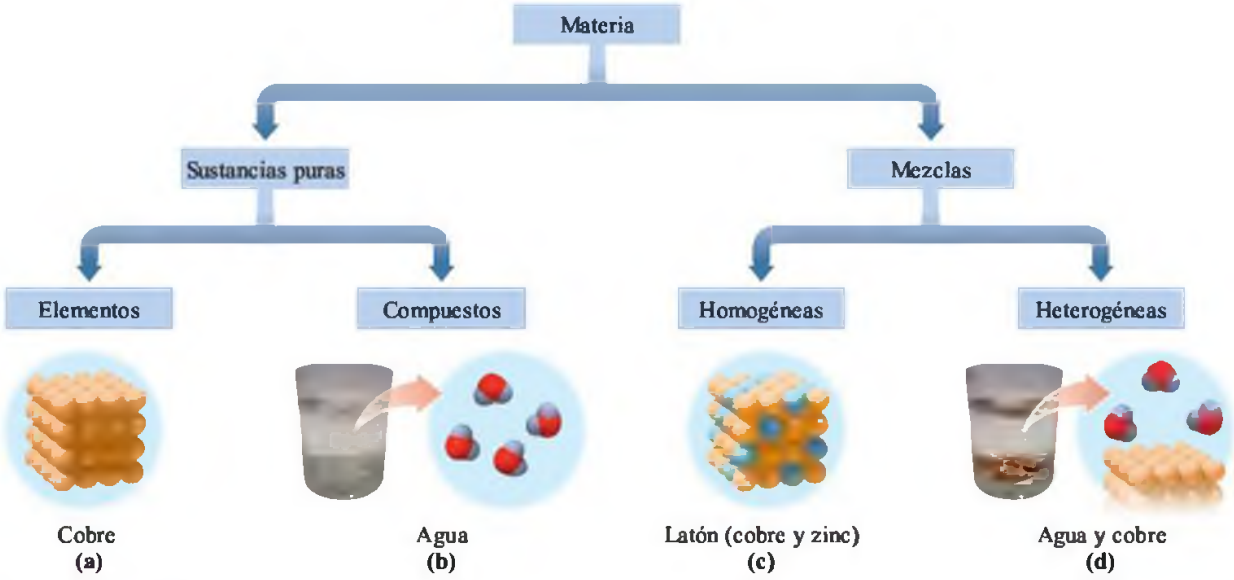


FIGURA 3.2 La materia se organiza, en función de sus componentes, en elementos, compuestos y mezclas. **(a)** El elemento cobre está formado por átomos de cobre. **(b)** El compuesto agua consiste en moléculas de H_2O. **(c)** El latón es una mezcla homogénea de átomos de cobre y átomos de zinc. **(d)** El cobre metálico en agua es una mezcla heterogénea de átomos de Cu en moléculas de H_2O.
P ¿Por qué el cobre y el agua son sustancias puras, mientras que el latón es una mezcla?

hierro, níquel, carbono y cromo; el latón de los tiradores de puertas y muebles es una mezcla de zinc y cobre. Las disoluciones como el té, el café o el agua de mar son también mezclas. En cualquier mezcla la composición puede variar. Por ejemplo, dos mezclas de agua y azúcar pueden tener el mismo aspecto, pero una puede ser más dulce que la otra, al tener una mayor proporción de azúcar. El latón también tiene propiedades diferentes en función de la distinta proporción de cobre y zinc que se emplee.

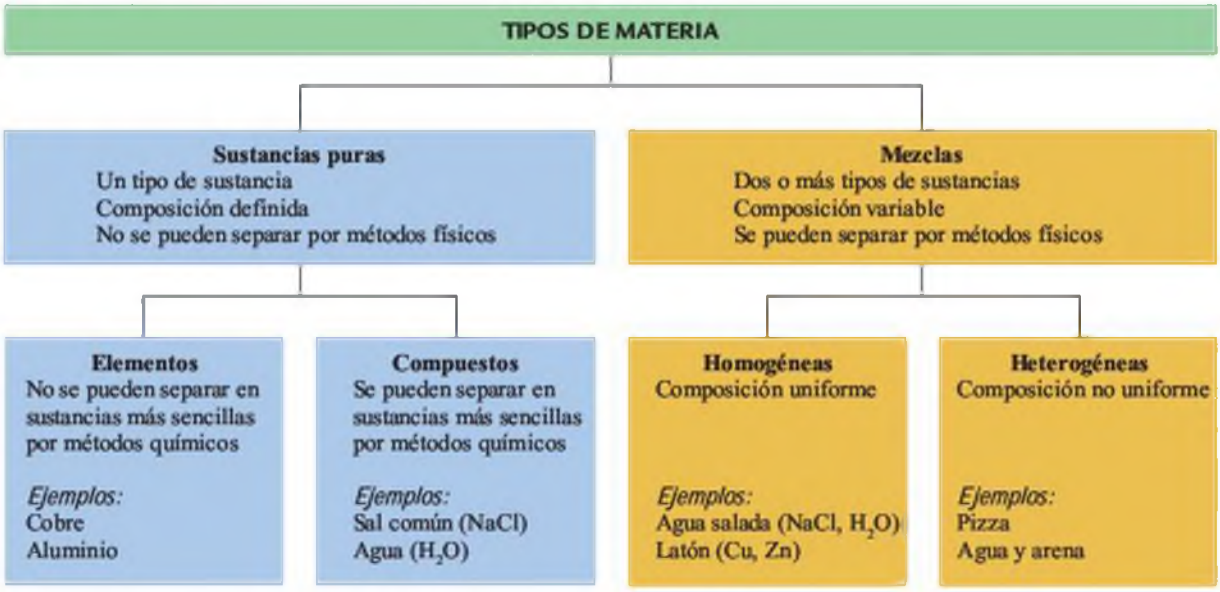
Al no existir interacción química entre los componentes de las mezclas, podemos emplear procesos físicos para separarlas. Por ejemplo, las diferentes monedas de 5, 20 o 50 céntimos de euro se pueden separar por tamaño; las partículas de hierro mezcladas con arena se pueden separar mediante un imán y el agua se separa de los espaguetis empleando un colador.

Tipos de mezclas

Las mezclas se pueden clasificar en homogéneas y heterogéneas. En una **mezcla homogénea,** también denominada *disolución,* la composición es uniforme en toda la mezcla. Algunos ejemplos de mezclas homogéneas conocidas son el aire —que contiene los gases oxígeno y nitrógeno—, el bronce —una mezcla de cobre y estaño— o el agua salada —disolución formada por sal y agua—.

En una **mezcla heterogénea,** los distintos componentes no mantienen una composición uniforme en toda la muestra. Por ejemplo, una mezcla de agua y aceite es heterogénea, porque el aceite se dispone sobre la superficie del agua. Otros ejemplos de mezclas heterogéneas podrían ser una galleta con pasas o un helado de varios sabores. En la tabla 3.1 se resumen las diferentes categorías en las que se puede clasificar la materia.

TABLA 3.1 Clasificación de la materia



EJERCICIO RESUELTO 3.1

Sustancias puras y mezclas

Clasifica cada una de las siguientes sustancias en sustancias puras (elementos o compuestos) y mezclas (homogéneas o heterogéneas). Justifica tu respuesta.

a. dióxido de carbono (CO_2)
b. café y azúcar
c. aluminio
d. granizado

SOLUCIÓN

a. Sustancia pura, es un compuesto con una proporción definida de elementos.
b. Mezcla homogénea, con una composición uniforme en toda la mezcla de café y azúcar.
c. Sustancia pura, es un tipo de materia que aparece en el listado de los elementos.
d. Mezcla heterogénea, con una composición no uniforme.

¡AHORA TÚ!

Si aliñamos una ensalada con aceite, vinagre y unos trozos de queso azul, ¿se trata de una mezcla homogénea o heterogénea?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Clasificación de la materia

3.1 Clasifica cada una de las siguientes sustancias puras en elementos o compuestos. Justifica la respuesta.
a. bicarbonato sódico
b. oxígeno
c. hielo
d. papel de aluminio

3.2 Clasifica cada una de las siguientes sustancias puras en elementos o compuestos. Justifica la respuesta.
a. platino en un reactor catalítico
b. vitamina C
c. mercurio en un termómetro
d. monóxido de carbono

3.3 Clasifica cada una de las siguientes mezclas en homogéneas o heterogéneas. Justifica la respuesta.
a. chocolate con leche
b. yogur con moras
c. magdalena con arándanos
d. detergente líquido

3.4 Clasifica cada una de las siguientes mezclas en homogéneas o heterogéneas. Justifica la respuesta.
a. agua y arena en un acuario
b. ensalada de fruta
c. refresco
d. té caliente con sacarina

3.5 Clasifica la materia de los siguientes apartados en sustancia pura (elemento o compuesto) y mezcla (homogénea o heterogénea). Justifica la respuesta.
a. sopa de pollo con fideos
b. carbono en una raqueta de tenis
c. sal
d. agua con una rodaja de limón

3.6 Clasifica la materia de los siguientes apartados en sustancia pura (elemento o compuesto) y mezcla (homogénea o heterogénea). Justifica la respuesta.
a. agua de mar
b. sándwich de jamón y queso
c. yodo
d. gas propano

EL OBJETIVO ES...

a partir del nombre de un elemento químico, escribir correctamente el símbolo químico que lo identifica y, a partir del símbolo de un elemento químico, escribir su nombre.

3.2 ELEMENTOS Y SÍMBOLOS

Los *elementos* son las sustancias fundamentales, a partir de las que se obtienen todas las demás. No se pueden fragmentar en sustancias más sencillas. Muchos de los nombres que se han dado a los elementos químicos proceden de los de planetas, figuras mitológicas, minerales, colores, destinos geográficos o personajes famosos. La fuente originaria de los nombres de algunos elementos químicos se da en la tabla 3.2.

Símbolos químicos

El **símbolo químico** es una abreviatura de una o dos letras para el nombre de un elemento químico. En los símbolos de los elementos químicos, solo la primera letra se escribe en mayúscula, y si tienen una segunda letra, esta se escribirá en minúscula. De esta forma se marca el comienzo de cada elemento: si encontramos dos letras mayúsculas seguidas, se tratará de dos elementos químicos diferentes. Por ejemplo, el elemento cobalto tiene el símbolo Co, por lo que si encontramos dos mayúsculas, CO, no representarán el cobalto, sino dos elementos: carbono (C) y oxígeno (O).

Símbolos de una letra		Símbolos de dos letras	
C	carbono	Co	cobalto
S	azufre	Si	silicio
N	nitrógeno	Ne	neón
I	yodo	Ni	níquel

Aunque la mayoría de los símbolos se corresponden con letras que aparecen en el nombre del elemento químico, algunos derivan de sus antiguos nombres en latín o griego. Por ejemplo, Na, el símbolo para el sodio, deriva de la palabra latina *natrium*. Del mismo modo, el símbolo para el hierro, Fe, deriva del nombre latino *ferrum*. En la tabla 3.3 se recogen los nombres y símbolos de algunos de los elementos químicos más comunes. El aprendizaje de los elementos químicos y sus símbolos correspondientes facilita mucho el estudio de la Química. En la cubierta interior de este libro se recoge una lista completa de todos los elementos químicos y sus símbolos.

TABLA 3.2 Algunos elementos y sus nombres

Elemento	Origen del nombre
Uranio	El planeta Urano
Titanio	Titanes de la mitología griega
Cloro	*Chloros*, «amarillo-verdoso» en griego
Yodo	*Ioeides*, «violeta» en griego
Magnesio	Magnesia, un mineral
Californio	El estado de California en EE. UU.
Curio	Marie y Pierre Curie

Propiedades físicas de los elementos

Si un amigo nos pidiera que nos mirásemos en un espejo y describiéramos lo que vemos, probablemente le diríamos de qué color es nuestro cabello, la longitud y la textura que tiene, cómo son nuestros ojos y nuestra piel, o incluso si tenemos hoyuelos o pecas. Cada elemento se caracteriza, al igual que nosotros, por tener determinadas **propiedades físicas**, que son aquellas peculiaridades que pueden determinarse o medirse sin afectar la identidad del elemento. Los propiedades físicas de una sustancia incluyen su forma, color, olor, sabor, densidad, dureza, punto de fusión y punto de ebullición. Por ejemplo, el cobre presenta las propiedades físicas que se detallan en la tabla 3.4.

TABLA 3.3 Nombres y símbolos de algunos elementos comunes

Aluminio

Carbono

Oro

Plata

Azufre

Nombre[a]	Símbolo	Nombre[a]	Símbolo	Nombre[a]	Símbolo
Aluminio	Al	Oro *(aurum)*	Au	Oxígeno	O
Argón	Ar	Helio	He	Fósforo	P
Arsénico	As	Hidrógeno	H	Platino	Pt
Bario	Ba	Yodo	I	Potasio *(kalium)*	K
Boro	B	Hierro *(ferrum)*	Fe	Radio	Ra
Bromo	Br	Plomo *(plumbum)*	Pb	Silicio	Si
Cadmio	Cd	Litio	Li	Plata *(argentum)*	Ag
Calcio	Ca	Magnesio	Mg	Sodio *(natrium)*	Na
Carbono	C	Manganeso	Mn	Estroncio	Sr
Cloro	Cl	Mercurio *(hydrargyrum)*	Hg	Azufre	S
Cromo	Cr	Neón	Ne	Estaño	Sn
Cobalto	Co	Níquel	Ni	Titanio	Ti
Cobre *(cuprum)*	Cu	Nitrógeno	N	Uranio	U
Flúor	F			Zinc	Zn

[a] Los nombres que se indican entre paréntesis son los nombres antiguos del elemento en latín o griego, de los que deriva el símbolo.

TABLA 3.4 Algunas propiedades físicas del cobre

Color	Rojo-anaranjado
Olor	Inodoro
Punto de fusión	1083 °C
Punto de ebullición	2567 °C
Estado a 25 °C	Sólido
Aspecto	Brillante
Conducción de la electricidad	Excelente
Conducción del calor	Excelente

EJERCICIO RESUELTO 3.2

Escribir símbolos químicos

Escribe los símbolos químicos de los siguientes elementos:

a. carbono **b.** nitrógeno **c.** cloro **d.** cobre

SOLUCIÓN

a. C **b.** N **c.** Cl **d.** Cu

¡AHORA TÚ!

Escribe los símbolos químicos de los elementos silicio, azufre y plata.

EJERCICIO RESUELTO 3.3

Nombres y símbolos de elementos químicos

Para cada uno de los símbolos químicos que se dan a continuación, escribe el nombre del elemento correspondiente:

a. Zn **b.** K **c.** H **d.** Fe

SOLUCIÓN

a. zinc **b.** potasio **c.** hidrógeno **d.** hierro

¡AHORA TÚ!

Nombra los elementos que corresponden a los siguientes símbolos químicos: Mg, Al y F.

Química y salud

La toxicidad del mercurio

El mercurio es un elemento plateado, brillante y líquido a temperatura ambiente. Puede penetrar en el organismo de varias maneras: por inhalación del vapor del mercurio, al entrar en contacto con la piel o mediante la ingestión de comidas o bebidas contaminadas con mercurio. Una vez en el organismo, el mercurio destruye las proteínas e interrumpe la función celular. La exposición prolongada al mercurio puede deteriorar el cerebro y los riñones, causando retraso mental y disminuyendo el desarrollo físico. Para analizar los niveles de mercurio en el cuerpo se suelen tomar muestras de sangre, orina y cabello.

Si el mercurio está en agua limpia y salada, las bacterias lo convierten en el tóxico metil-mercurio, que afecta principalmente al sistema nervioso central (SNC), por lo que la ingestión de pescado contaminado —el que ha absorbido el metil-mercurio de las aguas— nos expone fácilmente al mercurio. Este es un tema de seguridad sanitaria de gran importancia, por lo que la FDA norteamericana *(Food and Drug Administration)* ha estimado que la cantidad máxima de mercurio que el pescado puede contener para que su consumo sea seguro es de 1 ppm (1 parte de mercurio por cada millón de partes de pescado), lo que equivale a 1 μg de mercurio por cada gramo de pescado. Algunos pescados de especial relevancia en la cadena alimentaria, como es el caso del pez espada o el tiburón, contienen niveles de mercurio en el límite establecido, por lo que la EPA norteamericana *(Environmental Protection Agency)* recomienda que estas especies no se consuman más de una vez a la semana.

Uno de los peores episodios de intoxicación por mercurio se vivió en Minamata y Niigata, Japón, en el año 1950. En aquella época el océano estaba contaminado con altas dosis de mercurio provenientes de residuos industriales. Como el pescado es uno de los alimentos más importantes en la dieta japonesa, más de 200 personas murieron o sufrieron daños neuronales, consecuencia del envenenamiento por mercurio. En EE. UU. la industria disminuyó el empleo de mercurio desde 1988 a 1997 en un 75%, eliminándolo de pinturas y pesticidas, reduciendo su empleo en baterías y regulando su uso en otros productos.

La fuente de mercurio que se muestra en la imagen, fabricada en cristal, fue diseñada por Alexander Calder para la Exposición Internacional de 1937 en París.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Elementos y símbolos

3.7 Escribe los símbolos químicos de los siguientes elementos:
a. cobre **b.** silicio **c.** potasio **d.** nitrógeno
e. hierro **f.** bario **g.** plomo **h.** estroncio

3.8 Escribe los símbolos químicos de los siguientes elementos:
a. oxígeno **b.** litio **c.** azufre **d.** aluminio
e. hidrógeno **f.** neón **g.** estaño **h.** oro

3.9 Escribe el nombre del elemento químico que corresponde a cada uno de los siguientes símbolos:
a. C **b.** Cl **c.** I **d.** Hg **e.** F **f.** Ar **g.** Zn **h.** Ni

3.10 Escribe el nombre del elemento químico que corresponde a cada uno de los siguientes símbolos:
a. He **b.** P **c.** Na **d.** Mg **e.** Ca **f.** Br **g.** Cd **h.** Si

3.11 ¿Qué elementos componen cada una de las siguientes sustancias?
a. sal común, NaCl **b.** escayola, $CaSO_4$
c. demerol, $C_{15}H_{22}ClNO_2$ **d.** antiácido, $CaCO_3$

3.12 ¿Qué elementos componen cada una de las siguientes sustancias?
a. agua, H_2O **b.** bicarbonato sódico, $NaHCO_3$
c. sosa, NaOH **d.** azúcar, $C_{12}H_{22}O_{11}$

3.3 LA TABLA PERIÓDICA

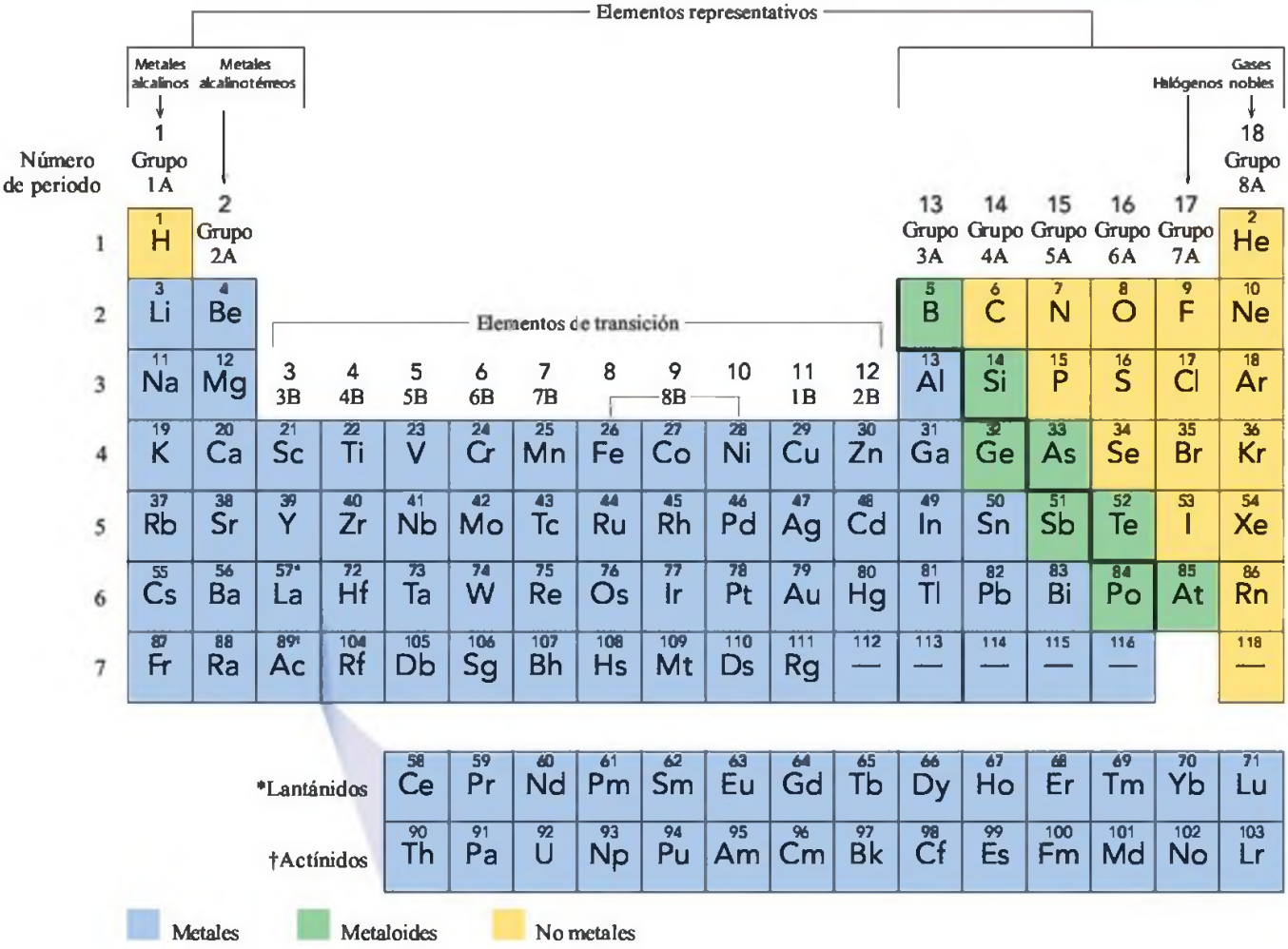
EL OBJETIVO ES...

emplear la tabla periódica para identificar el grupo y el periodo al que pertenece un elemento y decidir si se trata de un metal, un no metal o un metaloide.

A medida que se fueron descubriendo elementos, se hizo necesario diseñar un sistema de clasificación para organizarlos. A finales del siglo XIX, los científicos eran conscientes de que determinados elementos eran parecidos y se comportaban del mismo modo. En 1872, el químico ruso Dmitri Mendeleev ordenó los 60 elementos que se conocían en aquel momento en grupos de propiedades similares y los colocó en función de su masa atómica creciente. En la actualidad esta ordenación de los elementos se conoce como **tabla periódica** (fig. 3.3).

FIGURA 3.3 Grupos y períodos en la tabla periódica.
P ¿Cuál es el símbolo del metal alcalino en el periodo 3?

Tabla periódica de los elementos



Química y salud

Elementos esenciales para la salud

Muchos elementos son esenciales para la supervivencia y el correcto funcionamiento de nuestro cuerpo. Los cuatro elementos más importantes son el oxígeno, el carbono, el hidrógeno y el nitrógeno, y a partir de ellos se obtienen los hidratos de carbono, grasas, proteínas y ADN. La mayor parte del hidrógeno y del oxígeno de nuestro organismo se obtiene del agua, que representa alrededor del 55-60% de nuestra masa corporal. La tabla 3.5 recoge un ejemplo de las proporciones de los elementos en una persona de 60 kg.

TABLA 3.5 Elementos esenciales para la salud

Elemento	Símbolo	Cantidad en una persona de 60 kg
Oxígeno	O	39 kg
Carbono	C	11 kg
Hidrógeno	H	6 kg
Nitrógeno	N	1,5 kg
Calcio	Ca	1 kg
Fósforo	P	600 g
Potasio	K	120 g
Azufre	S	120 g
Sodio	Na	86 g
Cloro	Cl	81 g
Magnesio	Mg	16 g
Hierro	Fe	3,6 g
Flúor	F	2,2 g
Zinc	Zn	2,0 g
Cobre	Cu	60 mg
Yodo	I	20 mg

Periodos y grupos

Cada fila horizontal en la tabla periódica es un **periodo** (fig. 3.4). El número de elementos en el periodo va aumentando a medida que se avanza en la tabla periódica de izquierda a derecha. Cada periodo se numera desde la parte superior de la tabla, y van desde el periodo 1 hasta el 7. El primer periodo solo contiene los elementos hidrógeno (H) y helio (He). El segundo periodo consta de 8 elementos: litio (Li), berilio (Be), boro (B), carbono (C), nitrógeno (N), oxígeno (O), flúor (F) y neón (Ne). El tercer periodo, también con 8 elementos, comienza por el sodio (Na) y termina con el argón (Ar). Tanto el cuarto periodo, que comienza por el potasio (K), como el quinto periodo, que se inicia con el rubidio (Rb), están formados por 18 elementos. El sexto periodo, que empieza con el cesio (Cs), tiene 32 elementos. El séptimo periodo contiene los elementos restantes.

Las columnas verticales en la tabla periódica son los **grupos** (o familias) de elementos, que presentan propiedades semejantes. En la parte superior de cada columna figura el número asignado a cada grupo. Los elementos situados en las dos primeras columnas a la izquierda de la tabla periódica y los que se encuentran en las seis últimas columnas a la derecha se conocen como *elementos representativos* o *elementos de grupo principal*. Durante muchos años, a estos elementos se les han dado los números de grupo 1A-8A (en algunas tablas periódicas estos números se escriben con números romanos: IA-VIIIA). En el centro de la tabla periódica se agrupan los elementos conocidos como *elementos de transición* o *metales de transición*, tradicionalmente designados por la letra B. También existe una nueva nomenclatura, que asigna los números de grupo 1 a 18, según se avanza de izquierda a derecha en la tabla periódica. Ambos métodos de numeración son empleados indistintamente, por lo que en las tablas periódicas de este libro, así como en las discusiones sobre los elementos y los números de grupo, se recogen los dos tipo de numeración (con los números de grupo 1-18 entre paréntesis).

Clasificación de grupos

Dentro de la tabla periódica, algunos grupos reciben nombres característicos (fig. 3.5). Los elementos del grupo 1A (1) —litio (Li), sodio (Na), potasio (K), rubidio (Rb), cesio (Cs) y francio (Fr)— son una familia de elementos que se conocen como **metales alcalinos** (fig. 3.6). Los elementos pertenecientes a este grupo se caracterizan por ser blandos, con brillo metálico, buenos conductores del calor y de la electricidad y con puntos de fusión

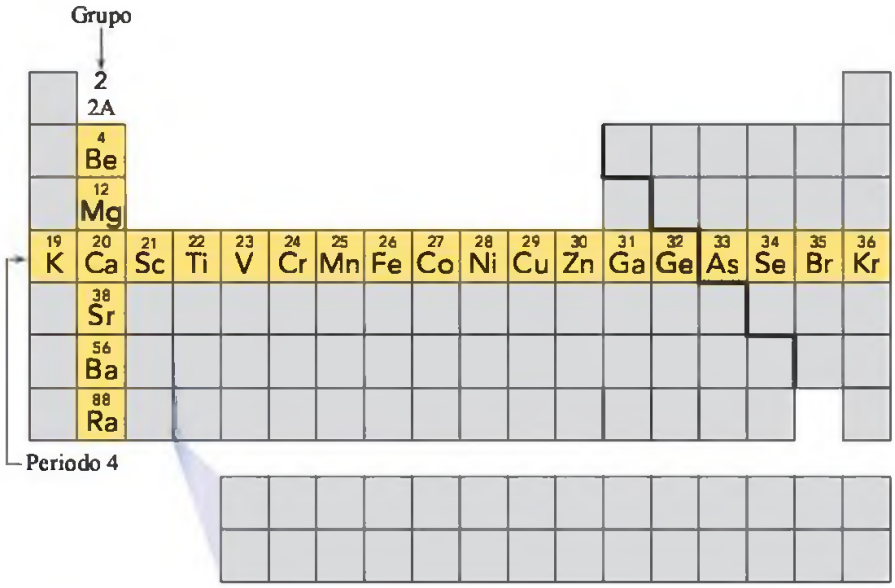


FIGURA 3.4 En la tabla periódica, cada columna vertical representa un grupo de elementos, y cada fila horizontal de elementos corresponde a un periodo.
P Los elementos Si, P y S, ¿son parte de un grupo o de un periodo?

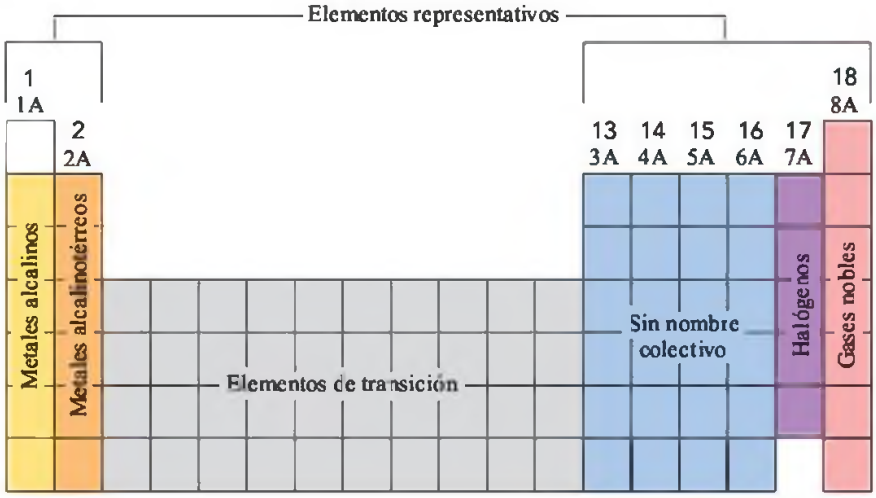


FIGURA 3.5 Dentro de la tabla periódica, algunos grupos presentan nombre comunes.
P ¿Cuál es el nombre común para el grupo que contiene a los elementos helio y argón?

relativamente bajos. Los metales alcalinos reaccionan enérgicamente con el agua, y cuando entran en contacto con el oxígeno forman productos de aspecto blanquecino.

Aunque el hidríogeno (H) es el primer elemento del grupo 1A (1), no es un metal alcalino, ya que presenta propiedades muy diferentes a las del resto del grupo que impiden que se lo clasifique como tal. En algunas tablas periódicas, el hidrógeno se sitúa como el primero de los elementos del grupo 7A (17).

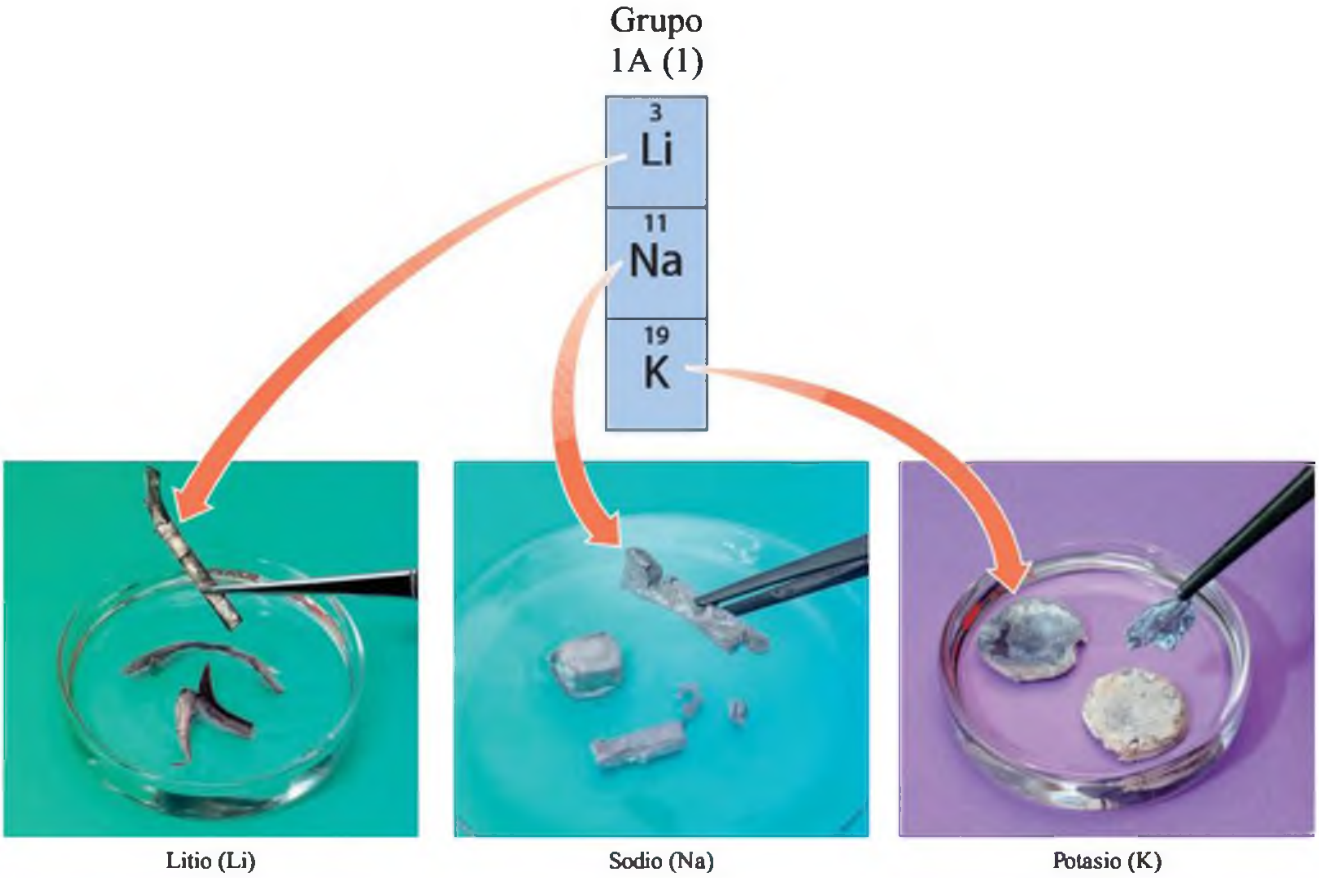


FIGURA 3.6 Los elementos litio (Li), sodio (Na) y potasio (K) son metales alcalinos pertenecientes al grupo 1A (1).
P ¿Qué propiedades físicas tienen en común los metales alcalinos Li, Na y K?

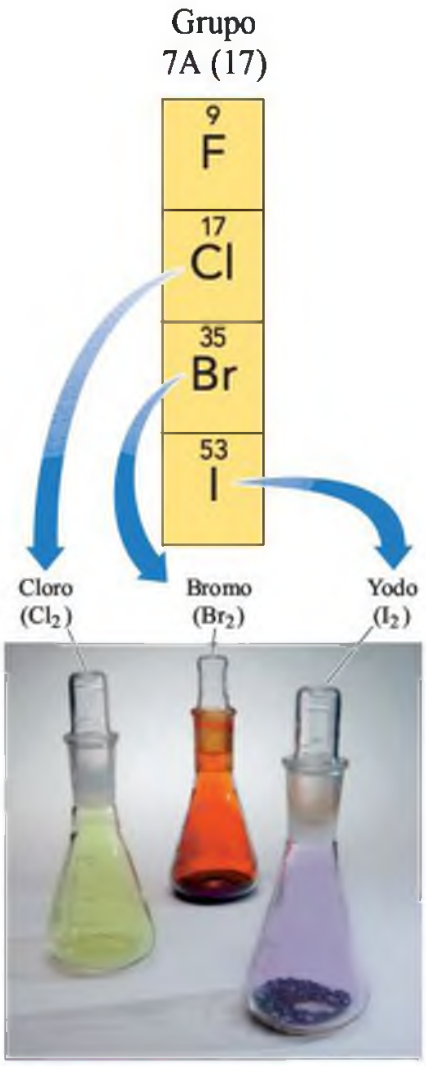


FIGURA 3.7 Cloro (Cl_2), bromo (Br_2) y yodo (I_2) son ejemplos de halógenos pertenecientes al grupo 7A (17).
P ¿Qué elementos forman parte del grupo de los halógenos?

Los elementos del grupo 2A (2) —berilio (Be), magnesio (Mg), calcio (Ca), estroncio (Sr), bario (Ba) y radio (Ra)— se denominan **metales alcalinotérreos.** También son metales con el brillo característico de los elementos del grupo 1A (1), pero son menos reactivos.

Los **halógenos** se sitúan en la parte derecha de la tabla periódica, en el grupo 7A (17). Los elementos flúor (F), cloro (Cl), bromo (Br) y yodo (I) forman parte de este grupo (fig. 3.7). Los halógenos, en particular el flúor y el cloro, son muy reactivos y forman compuestos con la mayoría de los elementos.

El grupo 8A (18) contiene a los **gases nobles:** helio (He), neón (Ne), argón (Ar), kriptón (Kr), xenón (Xe) y radón (Rn). Se caracterizan por su escasa reactividad, ya que en raras ocasiones se ha observado que se combinen con otros elementos.

Metales, no metales y metaloides

Una de las características más destacadas de la tabla periódica es la marcada línea en zigzag que separa los elementos en *metales* y *no metales*. Los metales son aquellos elementos a la izquierda de esta línea divisoria —*a excepción del hidrógeno*— y los no metales son los elementos situados a su derecha (fig. 3.8).

En general, la mayoría de los **metales** son sólidos de aspecto brillante. Se pueden encontrar en forma de hilos (dúctiles) o moldeados como láminas planas (maleables). Los metales son buenos conductores del calor y de la electricidad y funden a temperaturas superiores a las de los no metales. Todos los metales son sólidos a temperatura ambiente, a excepción del mercurio (Hg), que es líquido. Algunos de los metales más característicos son el sodio (Na), el magnesio (Mg), el cobre (Cu), el oro (Au), la plata (Ag), el hierro (Fe) y el estaño (Sn).

Los **no metales** no son brillantes, ni maleables, ni dúctiles, y en general son malos conductores del calor o la electricidad. Se caracterizan por presentar bajos puntos de fusión y bajas densidades. Algunos de los más representativos son el hidrógeno (H), el carbono (C), el nitrógeno (N), el oxígeno (O), el cloro (Cl), y el azufre (S).

A excepción del aluminio, los elementos situados a lo largo de la línea divisoria entre metales y no metales se denominan **metaloides** y son B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po y At. Los metaloides presentan características propias tanto de los metales como de los no metales. Por ejemplo, son mejores conductores del calor y de la electricidad que los no metales, pero no tan buenos como los metales: en realidad, los metaloides son semiconductores, ya que pueden actuar como conductores o como aislantes. En la tabla 3.6 se comparan las características de la plata —un metal—, el antimonio —un metaloide— y el azufre —un no metal—.

FIGURA 3.8 A lo largo de la línea divisoria en zigzag que separa metales de no metales, se encuentran los metaloides, que presentan características propias de metales y no metales.
P ¿A qué lado de la línea divisoria en zigzag de la tabla periódica se encuentran los no metales?

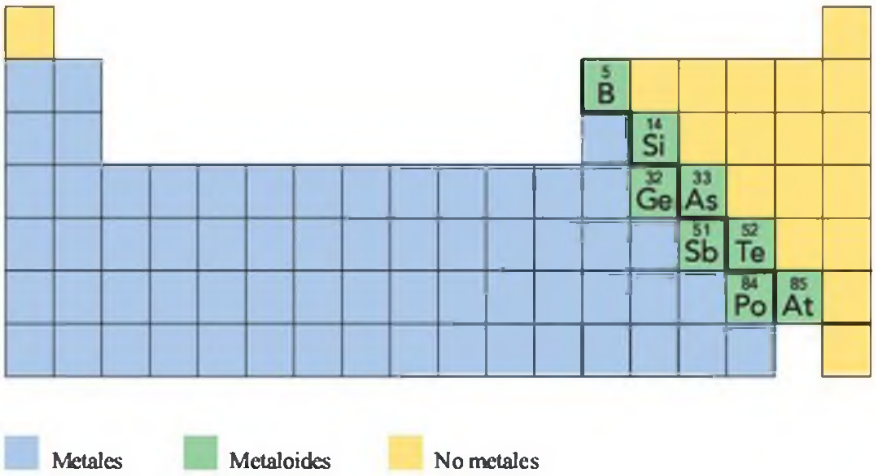


TABLA 3.6 Algunas de las características de un metal, un metaloide y un no metal

Plata (Ag)	Antimonio (Sb)	Azufre (S)
Metal	Metaloide	No metal
Brillante	Gris-azulado, brillante	Amarillo, sin brillo
Extremadamente dúctil	Quebradizo	Quebradizo
Se puede moldear en láminas (maleable)	Se rompe al intentar moldearlo	Se rompe al intentar moldearlo
Buen conductor del calor y la electricidad	Mal conductor del calor y la electricidad	Mal conductor del calor y la electricidad, buen aislante
Empleado en la fabricación de monedas, piezas de joyería y vajillas	Empleado para endurecer el plomo, en vidrio coloreado y en plásticos	Empleado en la fabricación de pólvora, goma y fungicidas
Densidad: 10,5 g/ml	Densidad: 6,7 g/ml	Densidad: 2,1 g/ml
Punto de fusión: 962 °C	Punto de fusión: 630 °C	Punto de fusión: 113 °C

EJERCICIO RESUELTO 3.4

Clasificación de los elementos

Emplea la tabla periódica para clasificar los siguientes elementos según el grupo y periodo al que pertenecen. Indica el nombre del grupo (en caso de que lo tenga) y si se trata de un metal, un no metal o un metaloide.

a. Na **b.** Si **c.** I **d.** Sn

SOLUCIÓN

a. Na (sodio), grupo 1A (1), periodo 3. Es un metal alcalino.
b. Si (silicio), grupo 4A (14), periodo 3. Es un metaloide.
c. I (yodo), grupo 7A (17), periodo 5, halógeno. Es un no metal.
d. Sn (estaño), grupo 4A (14), periodo 5. Es un metal.

¡AHORA TÚ!

Nombra y escribe el símbolo químico de los elementos que responden a la siguiente descripción:

a. grupo 5A (15), periodo 3
b. gas noble en el periodo 2
c. metaloide en el periodo 3

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

La tabla periódica

3.13 Identifica el grupo o número de periodo que describe cada una de las siguientes afirmaciones:
a. contiene C, N y O **b.** comienza con helio
c. metales alcalinos **d.** termina con neón

3.14 Identifica el grupo o número de periodo que describe cada una de las siguientes afirmaciones:
a. contiene Na, K y Rb **b.** comienza por Li
c. gases nobles **d.** contiene F, Cl, Br y I

3.15 Clasifica los siguientes elementos en metales alcalinos, metales alcalinotérreos, elementos de transición, halógenos y gases nobles:
a. Ca **b.** Fe **c.** Xe
d. Na **e.** Cl

3.16 Clasifica los siguientes elementos en metales alcalinos, metales alcalinotérreos, elementos de transición, halógenos y gases nobles:
a. Ne
b. Mg
c. Cu
d. Br
e. Ba

3.17 Escribe el símbolo químico de los elementos en función de las siguientes afirmaciones:
a. grupo 4A, periodo 2
b. gas noble en el periodo 1
c. metal alcalino en el periodo 3
d. grupo 2, periodo 4
e. grupo 13, periodo 3

3.18 Escribe el símbolo químico de los elementos en función de las siguientes afirmaciones:
a. metal alcalinotérreo en el periodo 2
b. grupo 15, periodo 3
c. gas noble en el periodo 4
d. halógeno en el periodo 5
e. grupo 4A, periodo 4

3.19 Cada uno de los siguientes elementos, ¿es un metal, un no metal o un metaloide?
a. calcio
b. azufre
c. elemento brillante
d. no conduce el calor
e. elemento del grupo 7A
f. fósforo
g. boro
h. plata

3.20 Cada uno de los siguientes elementos, ¿es un metal, un no metal o un metaloide?
a. elemento del grupo 2A
b. buen conductor de la electricidad
c. cloro
d. arsénico
e. elemento no brillante
f. oxígeno
g. nitrógeno
h. aluminio

Química y salud

Elementos traza: esenciales para la salud

Algunos metales y no metales se conocen como elementos traza, y son imprescindibles para el funcionamiento de nuestro organismo. Aunque solo se necesitan en cantidades muy pequeñas, su ausencia puede ocasionar la interrupción de muchos procesos biológicos fundamentales y provocar la aparición de diversas enfermedades. Los elementos traza que se recogen en la tabla 3.7 se encuentran en nuestro cuerpo combinados con otros elementos. En la tabla se indica la dosis diaria recomendada que un adulto debe consumir para mantener el buen estado físico.

TABLA 3.7 Algunos elementos traza, imprescindibles para el cuerpo humano

Elemento	Dosis diaria	Función Biológica	Síntomas que ocasiona su deficiencia	Fuentes de obtención
Hierro (Fe)	10 mg (hombres) 18 mg (mujeres)	Formación de la hemoglobina; enzimas	Piel seca; uñas arqueadas; descenso en la producción de hemoglobina; anemia	Hígado y otras vísceras de las carnes, ostras, carnes rojas y oscuras, vegetales verdes de hoja grande, pan enriquecido, cereales, yema de huevo
Cobre (Cu)	2,0-5,0 mg	Necesario en muchos sistemas enzimáticos, crecimiento, ayuda a la formación de los glóbulos rojos y el colágeno	Poco comunes, anemia, descenso en la producción de glóbulos blancos, desmineralización de los huesos	Nueces, comida orgánica, cereales integrales, marisco, huevos, carne de ave, vegetales verdes de hoja grande
Zinc (Zn)	15 mg	Metabolismo de los aminoácidos, sistemas enzimáticos, producción de energía, colágeno	Se retarda la formación y el crecimiento de los huesos, inflamación en la piel, pérdida de olfato y gusto, dificultad de cicatrización de las heridas	Ostras, cangrejo, cordero, ternera, comidas orgánicas, cereales integrales
Manganeso (Mn)	2,5-5,0 mg	Necesario para algunos sistemas enzimáticos, formación del colágeno, sistema nervioso central, metabolismo de las grasas y los hidratos de carbono, coagulación sanguínea	Crecimiento anormal del esqueleto, debilitamiento del sistema nervioso central	Cereales integrales, germen de trigo, legumbres, piña, higos
Yodo (I)	150 μg	Necesario para la actividad de la glándula tiroidea	Hipotiroidismo, hipertiroidismo, cretinismo	Pescado y marisco, sal yodada
Flúor (F)	1,5-4,0 mg	Necesario para la formación de los dientes y la fijación de calcio en los huesos cuando van envejeciendo	Caries	Té, pescado, determinadas aguas, gotas suplementarias, pasta de dientes

3.4 EL ÁTOMO

Todos los elementos que se recogen en la tabla periódica están constituidos por átomos. Un **átomo** es la partícula más pequeña de un elemento que mantiene sus características. Por ejemplo: si imaginamos una lámina de papel de aluminio que vamos estirando y rompiendo en pequeños trozos, llega un momento en que uno de esos trozos es tan pequeño que no se puede seguir fragmentando: es lo que equivaldría a un átomo de aluminio, la partícula más pequeña de un elemento que mantiene las características del mismo.

Para formar todo lo que vemos a nuestros alrededor, e incluso a nosotros mismos, se agrupan billones de átomos. La tinta de este papel, o, más aun, el punto sobre esta letra *i*, contiene un enorme número de átomos. Hay tantos átomos en el punto de la *i* como segundos en 10 billones de años.

El concepto de átomo es relativamente reciente. Aunque los filósofos griegos postularon ya en el 500 a. C. que debían existir partículas diminutas, que denominaron *átomos*, constituyendo la materia, la idea del átomo no se convirtió en una teoría científica hasta 1808. Fue John Dalton (1766-1844) quien formuló la teoría atómica, que propone que los átomos son los responsables de la combinación de elementos encontrada en los compuestos.

Teoría atómica de Dalton

1. La materia está formada por partículas diminutas llamadas átomos.
2. Todos los átomos de un determinado elemento son semejantes, y distintos a los átomos de otro elemento.
3. Los átomos de dos o más elementos diferentes se combinan para dar lugar a la formación de compuestos. Un compuesto determinado siempre está formado por los mismos tipos de átomos y siempre contiene el mismo número de cada tipo de átomo.
4. Una reacción química es una reorganización, separación o combinación de átomos. Durante una reacción química, ni se crean ni se destruyen átomos.

Los átomos son las piezas de construcción más pequeñas de todo lo que vemos a nuestro alrededor, aunque con nuestros ojos no podamos ver un átomo, o ni tan siquiera un billón de átomos. Sin embargo, cuando billones y billones de átomos se combinan, las características de cada átomo se asocian a las del siguiente, hasta que se hacen perceptibles para nuestros sentidos las características que atribuimos a un determinado elemento. Por ejemplo, un pequeño fragmento del elemento cobrizo y brillante que denominamos *cobre* consiste en una gran cantidad de átomos de cobre. Existe una técnica espectroscópica, la microscopía de efecto túnel (STM, *scanning tunneling microscopy*), capaz de producir imágenes de átomos individuales, como el átomo de carbono en el grafito que se muestra en la figura 3.9.

Carga eléctrica en el átomo

A finales del siglo XIX, se llevaron a cabo experimentos con electricidad que demostraron que los átomos no eran esferas sólidas, sino que estaban compuestos de trozos de materia todavía más pequeños, denominados *partículas subatómicas*. Algunas de estas partículas subatómicas fueron descubiertas porque poseen carga eléctrica, que puede ser positiva o negativa. También podemos comprobar experimentalmente cómo las cargas del mismo signo se repelen y tienden a alejarse una de la otra. Cuando uno se cepilla el pelo en un día seco, se generan cargas eléctricas del mismo signo en el cepillo y en el cabello, y el pelo tiende a alejarse del cepillo. Por el contrario, las cargas de signo opuesto se atraen. Los chasquidos que da la ropa al sacarla de la secadora indican la presencia de cargas eléctricas, y también la manera en que se nos ciñe a veces la ropa es resultado de la atracción entre cargas opuestas, como se ejemplifica en la figura 3.10.

Estructura del átomo

En 1897, el físico inglés J. J. Thomson descubrió que los rayos catódicos eran corrientes producidas por unas pequeñas partículas que resultaban atraídas por un electrodo cargado positivamente. Como las cargas opuestas se atraen, Thomson dedujo que estas partículas

EL OBJETIVO ES...

describir la carga eléctrica y la localización en un átomo del protón, el neutrón y el electrón.

the Chemistry place

WEB TUTORIAL
Atoms and Isotopes

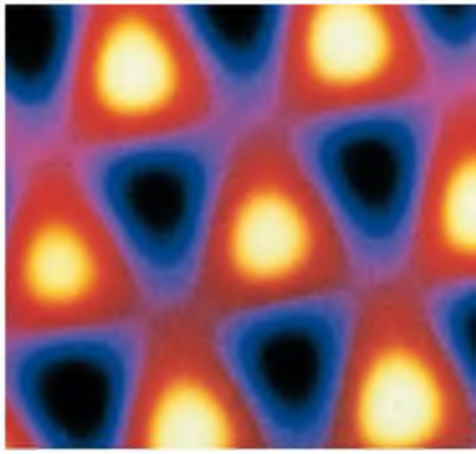


FIGURA 3.9 Imagen del grafito, una forma del carbono, aumentada millones de veces mediante un microscopio de efecto túnel. El instrumento es capaz de generar una imagen de la estructura atómica: los objetos redondeados amarillos son átomos.

P ¿Por qué se necesita un microscopio con tanta resolución para poder ver los átomos de un elemento?

FIGURA 3.10 Las cargas del mismo signo se repelen, mientras que las cargas de signos opuestos se atraen.

P ¿Por qué los electrones atraen a los protones del núcleo de un átomo?

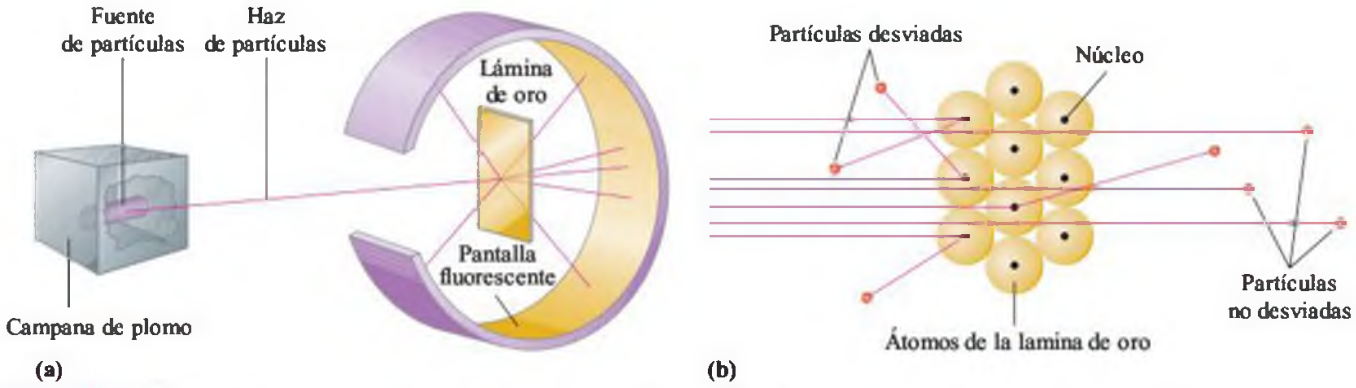
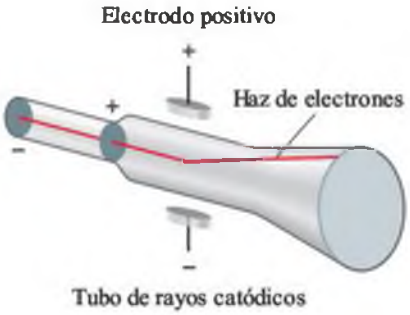


FIGURA 3.11 **(a)** Partículas cargadas positivamente son disparadas sobre una lámina de oro. **(b)** Las partículas que se aproximan al núcleo se desvían de su trayectoria.

P ¿Por qué algunas de las partículas se desvían de su trayectoria al atravesar la lámina de oro mientras que la mayoría no lo hace?



WEB TUTORIAL
Atoms and Isotopes

debían de estar cargadas negativamente. En experimentos adicionales, se comprobó que estas partículas, denominadas **electrones**, eran mucho más pequeñas que el átomo, y extremadamente ligeras. Pero los átomos son especies neutras, y los científicos pronto descubrieron que el átomo también contiene partículas cargadas positivamente, denominadas **protones**, que son mucho más pesadas que los electrones.

Thomson propuso un modelo atómico en el que electrones y protones se distribuyen aleatoriamente para formar el átomo. En 1911, Ernest Rutherford, en colaboración con Thomson, puso a punto un experimento para verificar esta teoría: dispararon partículas cargadas positivamente sobre una delgada hoja de oro (fig. 3.11). Si la propuesta de Thomson fuera correcta, las partículas no deberían desviarse de su trayectoria al atravesar la lámina de oro. Sin embargo, Rutherford comprobó con sorpresa que algunas de las partículas se desviaban ligeramente de su trayectoria al pasar por la lámina de oro, y que otras pocas se desviaban completamente, hasta el punto que rebotaban en la dirección opuesta. Según la descripción de Rutherford, fue como si hubiera disparado una bala de cañón contra un pañuelo de papel y esta hubiera rebotado hacia él. La deducción ante estos resultados experimentales fue que los protones debían de estar contenidos en una pequeña región cargada positivamente en el centro del átomo, que se denominó **núcleo**. Rutherford propuso que los electrones tenían que encontrarse entonces ocupando el espacio alrededor del núcleo, a través del cual la mayoría de las partículas pasarían sin desviarse. Solo las partículas que se aproximaran al núcleo, cargado positivamente, serían desviadas. Si el átomo fuera del tamaño de un estadio de fútbol, el núcleo sería aproximadamente como una pelota de golf situada en el centro del campo.

Los científicos también observaron que la masa del núcleo era muy superior a la masa de los protones que lo integran, y predijeron la existencia de otras partículas subatómicas que finalmente fueron identificadas y denominadas **neutrones**, dado que son de carácter neutro. Por tanto, la masa de protones y neutrones determina la masa del núcleo (fig. 3.12).

FIGURA 3.12 En un átomo, los protones y los neutrones, que constituyen prácticamente la masa total del átomo, se encuentran en el núcleo. Los electrones están alrededor del núcleo y ocupan el gran volumen que lo rodea.

P ¿Por qué podemos decir que el átomo es básicamente un espacio vacío?

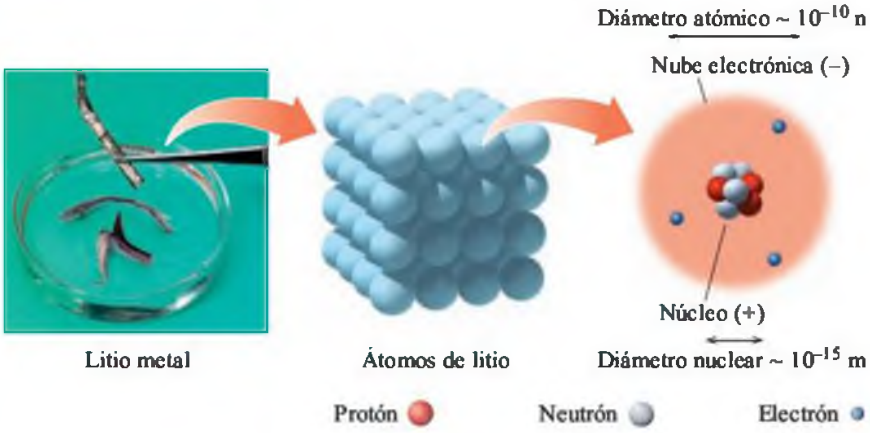


TABLA 3.8 Partículas en el átomo

Partícula subatómica	Símbolo	Carga eléctrica	Masa aproximada (u)	Localización en el átomo
Protón	p o p^+	1+	1	Núcleo
Neutrón	n o n^0	0	1	Núcleo
Electrón	e^-	1−	0,0005 ($^1/_{2000}$)	Fuera del núcleo

Masa del átomo

Todas las partículas subatómicas son extremadamente pequeñas si se comparan con cualquier objeto de nuestro alrededor. Un protón tiene una masa de $1{,}7 \times 10^{-24}$ g, y la del neutrón es de magnitudes similares. La masa del electrón es muy inferior a estos valores. Para expresar masas tan minúsculas de un modo más fácil, los químicos emplean la unidad denominada **unidad de masa atómica (u)**. Una u se define como la doceava parte de la masa del átomo de carbono, con 6 protones y 6 neutrones. En biología, la unidad de masa atómica se llama dalton, en honor a John Dalton. En la escala u, tanto el protón como el neutrón tienen una masa de alrededor de 1 u. Como la masa del electrón es tan pequeña, normalmente se ignora a la hora de hacer cálculos de masa atómica. En la tabla 3.8 se resume la información relativa a las partículas subatómicas.

Investiga tu entorno

Repulsión y atracción

1. Consigue un rollo de cinta, un cepillo para el pelo, un peine y un trozo de papel. Corta un trozo de cinta de unos 20 cm de longitud (la longitud de tu mano aproximadamente) y pégala al extremo de una mesa, dejándola colgar por el otro lado. Corta un segundo trozo de cinta y aproxímala lentamente a la primera. ¿Qué sucede? ¿Hay atracción o repulsión?

   Desliza el pulgar y el dedo por la cinta que estás sujetando. De nuevo aproxímala al trozo de cinta que cuelga de la mesa, ¿qué sucede? ¿Hay atracción o repulsión? Pega el segundo trozo de cinta a la mesa. Cepilla tu cabello y, a continuación, acerca el cepillo a cada uno de los trozos de cinta que cuelgan de la mesa. ¿Qué observas?
2. Rompe el trozo de papel en pequeños pedazos. Cepilla tu cabello unas cuantas veces y aproxima el cepillo a los pedazos de papel. Utiliza tus conocimientos sobre cargas eléctricas para dar una explicación a lo que observas. Haz el mismo experimento con un peine.

PREGUNTAS

1. ¿Qué sucede cuando objetos con cargas del mismo signo se aproximan?
2. ¿Qué sucede cuando se aproximan objetos con cargas de signo opuesto?

EJERCICIO RESUELTO 3.5

Identificar partículas subatómicas

Indica si es verdadera o falsa cada una de las siguientes afirmaciones:

a. Los protones son más pesados que los electrones.
b. Los protones son atraídos por los neutrones.
c. Los electrones son tan pequeños que no tienen carga eléctrica.
d. El núcleo contiene todos los protones y neutrones de un átomo.

SOLUCIÓN

a. Verdadero.
b. Falso, los protones son atraídos por los electrones.
c. Falso, los electrones tienen carga 1−.
d. Verdadero.

¡AHORA TÚ!

¿Verdadero o falso? El núcleo ocupa un gran volumen en el átomo.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

El átomo

3.21 Indica si las siguientes afirmaciones describen un protón, un neutrón o un electrón:
a. Tiene la masa más pequeña.
b. Tiene carga 1+.
c. Se encuentra fuera del núcleo.
d. Es eléctricamente neutro.

3.22 Indica si las siguientes afirmaciones describen un protón, un neutrón o un electrón:
a. Tiene una masa similar a la del protón.
b. Se encuentra en el núcleo.
c. Es atraído por los protones.
d. Tiene carga 1−.

3.23 ¿Qué conclusiones alcanzó Rutherford sobre la estructura del átomo con su experimento de la lámina de oro?

3.24 ¿Por qué el núcleo de los átomos tiene carga positiva?

3.25 Indica si cada una de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa:
a. Un protón y un electrón tienen cargas opuestas.
b. El núcleo contiene la mayor parte de la masa del átomo.
c. Los electrones se repelen unos a otros.
d. Un protón es atraído por un neutrón.

3.26 Indica si cada una de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa:
a. Un protón es atraído por un electrón.
b. Un neutrón tiene dos veces la masa de un protón.
c. Los neutrones se repelen unos a otros.
d. Electrones y neutrones tienen cargas opuestas.

3.27 En un día seco, cuando nos cepillamos el pelo, este se aleja del cepillo. ¿Cómo se justifica este hecho?

3.28 A veces, cuando sacamos la ropa de la secadora, cuesta separar unas prendas de otras. ¿Qué tipo de cargas hay sobre la ropa?

EL OBJETIVO ES...

conociendo el número atómico y el número másico de un átomo, ser capaz de deducir el número de protones, neutrones y electrones.

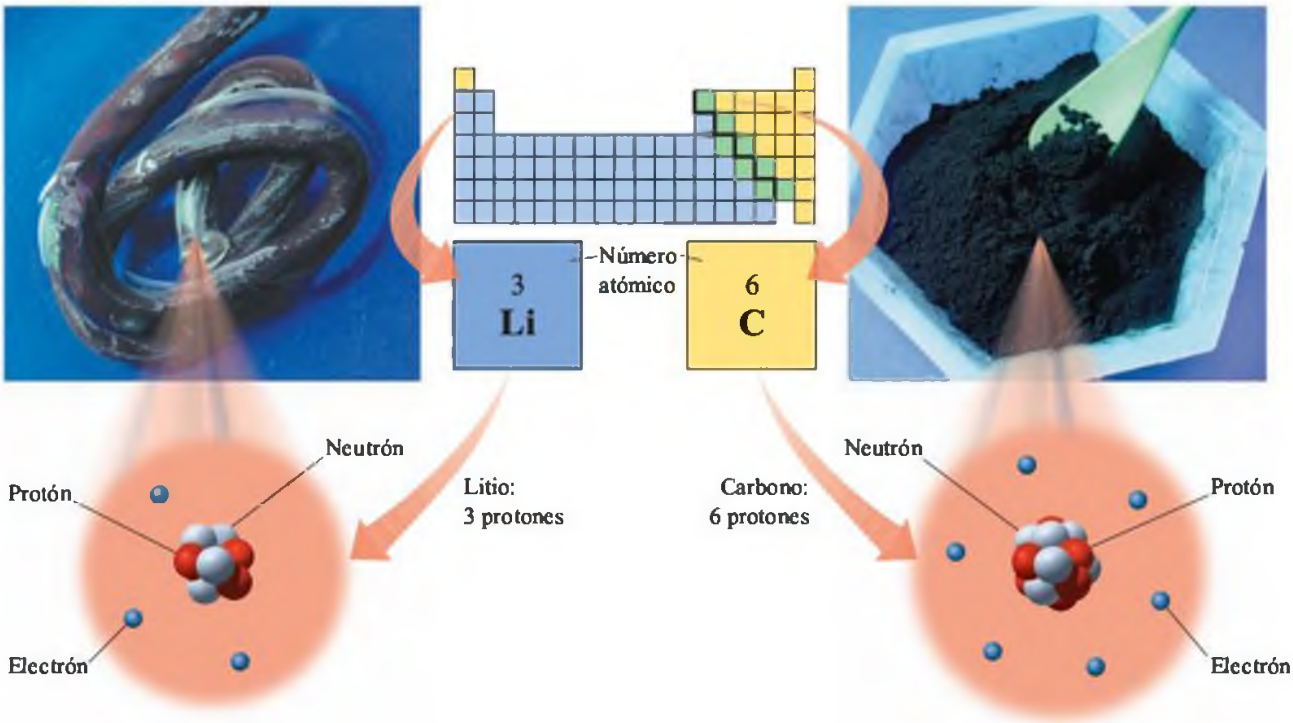
3.5 NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO MÁSICO

La característica distintiva de los átomos de un elemento con respecto a los de todos los demás es que todos los átomos de un mismo elemento contienen el mismo número de protones.

Número atómico

El **número atómico**, que equivale al número de protones en el núcleo de un átomo, se emplea para distinguir cada elemento.

Número atómico = número de protones de un átomo



En la cubierta interior de este libro se incluye una tabla periódica, en la que los elementos se organizan en función de su número atómico creciente. El número atómico es el número que se muestra encima del símbolo químico de cada elemento. Por ejemplo, el átomo de hidrógeno, con número atómico 1, tiene un protón; el átomo de litio, con número atómico 3, tiene 3 protones; el átomo de carbono, con número atómico 6, tiene 6 protones y el oro, con número atómico 79, tiene 79 protones.

Un átomo es eléctricamente neutro, lo que quiere decir que el número de protones en un átomo es igual al número de electrones. Este balance electrónico proporciona al átomo una carga formal de cero. Por lo tanto, el número atómico de cada átomo indica también su número de electrones.

EJERCICIO RESUELTO 3.6

Calcular el número de protones y de electrones a partir del número atómico

Utilizando la tabla periódica de la figura 3.3, indica el número atómico, número de protones y número de electrones de un átomo de los siguientes elementos:

a. nitrógeno
b. magnesio
c. bromo

SOLUCIÓN

a. Número atómico: 7; tiene 7 protones y 7 electrones.
b. Número atómico: 12; tiene 12 protones y 12 electrones.
c. Número atómico: 35; tiene 35 protones y 35 electrones.

¡AHORA TÚ!

Considera un átomo que tiene 26 electrones:

a. ¿Cuántos protones hay en el núcleo?
b. ¿Cuál es su número atómico?
c. ¿Cuál es su nombre y su símbolo químico?

Número másico

Hasta ahora hemos visto cómo los protones y los neutrones determinan la masa del núcleo. Para cada átomo, se define además el **número másico** como la suma del número de protones y de neutrones en el núcleo.

Número másico = número de protones + número de neutrones

Por ejemplo, un átomo de oxígeno, que tiene 8 protones y 8 neutrones, tiene un número másico de 16. Un átomo de hierro, que contiene 26 protones y 30 neutrones, tiene un número másico de 56. En la tabla 3.9 se indica la relación existente entre número atómico, número másico y el número de protones, neutrones y electrones para los átomos de varios elementos modelo.

Profesiones con química

Optometrista u óptico

«Cuando un paciente viene con una prescripción médica, le ayudo a seleccionar las lentes adecuadas, las coloco en una montura y veo cómo se ajustan a su rostro», dice Suranda Lara, optometrista del Hospital Kaiser. «Si se requieren lentes más delgadas y con una montura ligera, las fabricamos nosotros, de forma que tenemos que conocer los diferentes materiales que se emplean en la fabricación de lentes. A veces los pacientes traen sus propias gafas para convertirlas en gafas de sol. En estos casos, sacamos las lentes de su moldura y les damos un baño de estaño que las convierte en gafas de sol».

Los ópticos ajustan y arreglan las gafas y lentillas de aquellos pacientes a los que un oftalmólogo u oculista ha revisado la vista. La óptica y la matemática se emplean para seleccionar los materiales para las monturas y las lentes, y se procura que estas sean compatibles con los gustos y los rasgos del paciente.

TABLA 3.9 Composición de los átomos de algunos elementos seleccionados

Elemento	Símbolo	Número atómico	Número másico	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
Hidrógeno	H	1	1	1	0	1
Nitrógeno	N	7	14	7	7	7
Cloro	Cl	17	37	17	20	17
Yodo	Fe	26	57	26	31	26
Oro	Au	79	197	79	118	79

EJERCICIO RESUELTO 3.7

Calcular el número de protones, neutrones y electrones de un átomo

Para un átomo de hierro que tiene un número másico de 56, indica:

a. el número de protones
b. el número de neutrones
c. el número de electrones

SOLUCIÓN

a. En la tabla periódica, el número atómico del hierro es 26. Un átomo de hierro tiene por tanto 26 protones.

b. El número de neutrones de un átomo se calcula restando el número másico al número atómico. El número de neutrones es 30.

Número másico	–	número atómico	=	número de neutrones
56	–	26	=	30

c. Como el átomo es neutro, el número de electrones es igual al número de protones. El átomo de hierro tiene 26 electrones.

¡AHORA TÚ!

¿Cuántos neutrones hay en el núcleo de un átomo de bromo que tiene un número másico de 80?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Número atómico y número másico

3.29 Para obtener los siguientes datos, ¿emplearías el número atómico, el número másico o ambos?
a. número de protones en un átomo
b. número de neutrones en un átomo
c. número de partículas en el núcleo
d. número de electrones en un átomo neutro

3.30 ¿Qué información obtienes sobre las partículas subatómicas a partir de los siguientes datos?
a. número atómico
b. número másico
c. numero másico – número atómico
d. número másico + número atómico

3.31 Escribe los nombres y símbolos químicos de los elementos con el siguiente número atómico:
a. 3 **b.** 9 **c.** 20 **d.** 30
e. 10 **f.** 14 **g.** 53 **h.** 8

3.32 Escribe los nombres y símbolos químicos de los elementos con el siguiente número atómico:
a. 1 **b.** 11 **c.** 19 **d.** 26
e. 35 **f.** 47 **g.** 15 **h.** 2

3.33 ¿Cuántos protones tiene un átomo neutro de los siguientes elementos?:
a. magnesio **b.** zinc
c. yodo **d.** potasio

3.34 ¿Cuántos electrones tiene un átomo neutro de los siguientes elementos?:
a. carbono **b.** flúor
c. calcio **d.** azufre

3.35 Completa la siguiente tabla para átomos neutros:

Nombre del elemento	Símbolo	Número atómico	Número másico	Número de protones	Numero de neutrones	Número de electrones
	Al		27			
		12			12	
Potasio					20	
				16	15	
			56			26

3.36 Completa la siguiente tabla para átomos neutros:

Nombre del elemento	Símbolo	Número atómico	Número másico	Número de protones	Numero de neutrones	Número de electrones
	N		15			
Calcio			42			
				38	50	
		14			16	
		56	138			

3.6 ISÓTOPOS Y MASA ATÓMICA

Sabemos que todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones y electrones. Sin embargo, los átomos de cualquier elemento no son completamente idénticos, ya que pueden diferir en su número de neutrones.

EL OBJETIVO ES...

dar el número de protones, electrones y neutrones del isótopo de un elemento.

Isótopos

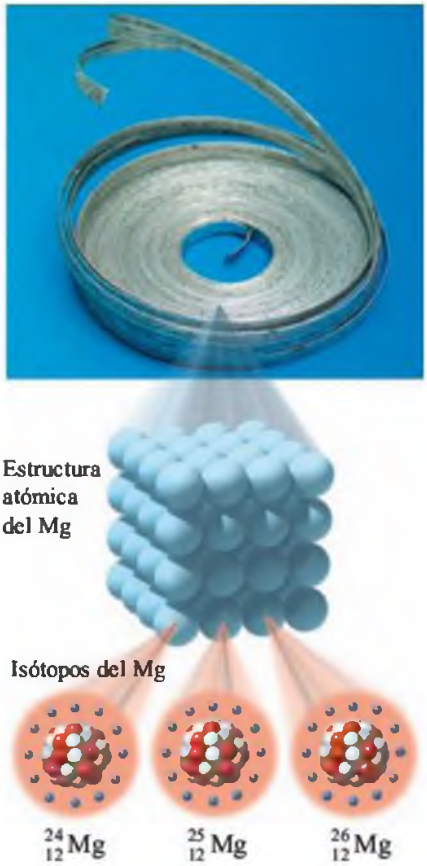
Se llama **isótopos** a los átomos de un mismo elemento que tienen distinto número de neutrones. Por ejemplo, todos los átomos del elemento magnesio (Mg) tienen 12 protones. Sin embargo, algunos átomos de magnesio tienen 12 neutrones, otros tienen 13, y los hay con 14 neutrones. Estas diferencias en el número de neutrones hacen que los átomos de magnesio tengan números másicos diferentes, pero el mismo comportamiento químico. Los tres isótopos de magnesio tienen el mismo número atómico, pero distinto número másico.

the Chemistry place

WEB TUTORIAL
Atoms and Isotopes

Símbolos atómicos para los isótopos de magnesio

En la tabla periódica el número atómico está encima del símbolo del elemento químico correspondiente, pero para distinguir entre diferentes isótopos, escribimos un **símbolo atómico** que indique el número másico en la esquina superior izquierda, y el número atómico en la esquina inferior izquierda. De esta forma, un isótopo se puede designar por su nombre o símbolo seguido del número másico correspondiente: sería el caso del magnesio-24 o Mg-24. El magnesio tiene tres isótopos naturales, como se recoge en la tabla 3.10.



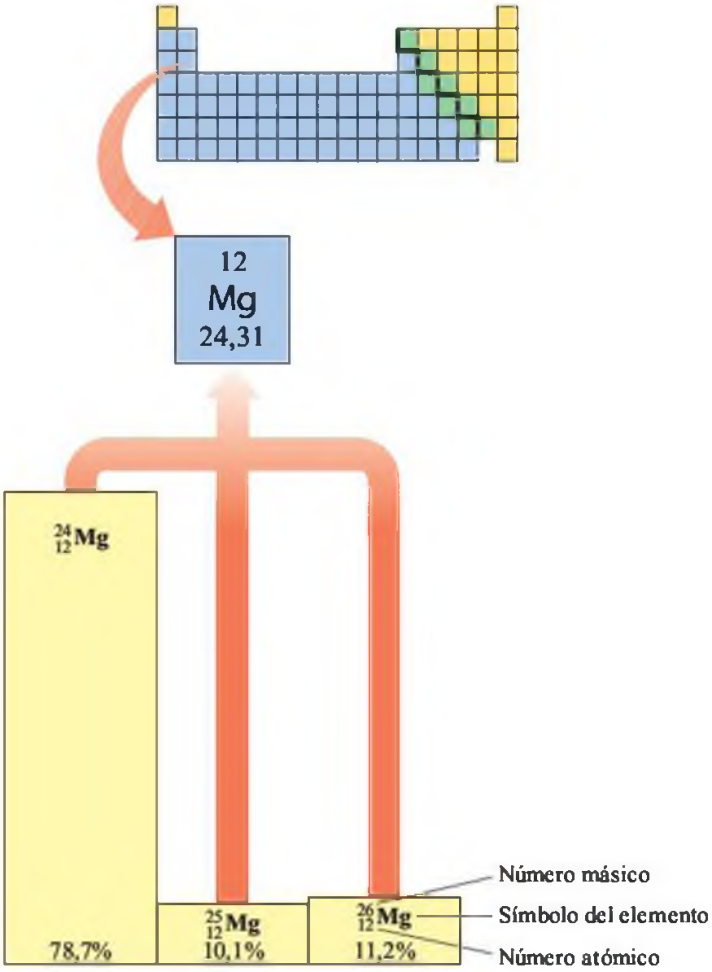


TABLA 3.10 Isótopos del magnesio

Símbolo atómico	$^{24}_{12}Mg$	$^{25}_{12}Mg$	$^{26}_{12}Mg$
Número de protones	12	12	12
Número de electrones	12	12	12
Número másico	**24**	**25**	**26**
Abundancia %	78,7%	10,1%	11,2%
Número de neutrones	**12**	**13**	**14**

EJERCICIO RESUELTO 3.8

Identificar protones y neutrones en isótopos

Indica el número de protones y neutrones de los siguientes isótopos del neón (Ne):

a. $^{20}_{10}Ne$ **b.** $^{21}_{10}Ne$ **c.** $^{22}_{10}Ne$

SOLUCIÓN

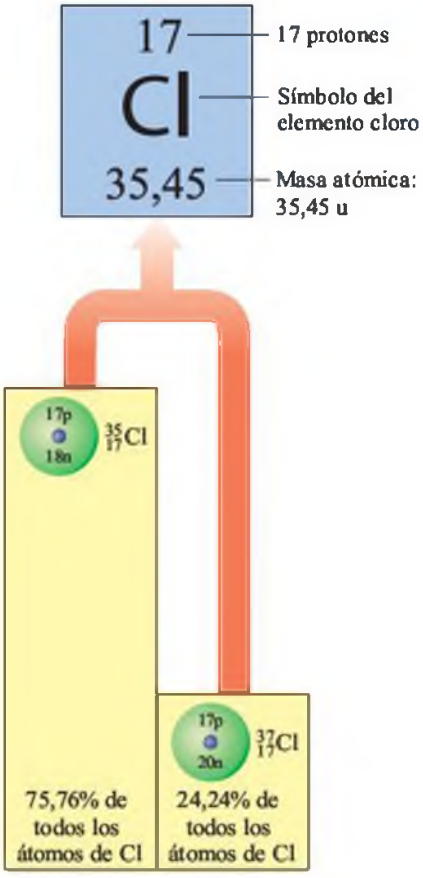
El número atómico del Ne es 10, cada isótopo tiene 10 protones. El número de neutrones en cada isótopo se calcula sustrayendo el número atómico a cada número másico.

a. 10 protones; 10 neutrones (20-10)
b. 10 protones; 11 neutrones (21-10)
c. 10 protones, 12 neutrones (22-10)

¡AHORA TÚ!

Escribe un símbolo atómico para cada uno de los siguientes isótopos:

a. un átomo de nitrógeno con 8 neutrones
b. un átomo con 20 protones y 22 neutrones
c. un átomo con número másico 27 y 14 neutrones



Masa atómica

En el trabajo de laboratorio, los científicos emplean muestras que contienen muchos átomos de un elemento. Entre estos átomos puede haber varios isótopos con sus diferentes masas. Para trabajar con una masa adecuada, los químicos emplean un «átomo promedio» de cada elemento. Este átomo promedio tiene una **masa atómica** que es una media de la masa de todos los isótopos naturales del elemento. En la tabla periódica, la masa atómica se indica debajo del símbolo de cada elemento.

La mayoría de los elementos tienen varios isótopos, por ello las masas atómicas que se dan en la tabla periódica rara vez son números enteros. Por ejemplo, en una muestra de átomos de cloro, hay dos isótopos, $^{35}_{17}Cl$ y $^{37}_{17}Cl$. La masa atómica del cloro —35,45 u— indica que debe existir un mayor porcentaje de átomos de $^{35}_{17}Cl$. De hecho, en una muestra de átomos de cloro hay más de tres átomos de $^{35}_{17}Cl$ por cada átomo de $^{37}_{17}Cl$.

Para calcular la masa atómica de un elemento se debe determinar experimentalmente el porcentaje de cada isótopo y la masa de los mismos. Por ejemplo, una muestra de átomos de cloro consiste en un 75,76% de átomos de $^{35}_{17}Cl$ y un 24,24% de átomos de $^{37}_{17}Cl$. La masa atómica promedio, conocida como *pesada promedio,* se calcula empleando el porcentaje de cada isótopo y su masa: $^{35}_{17}Cl$ tiene una masa de 34,97 u y $^{37}_{17}Cl$ una masa de 36,97 u.

$$\text{Masa atómica Cl} = \frac{^{35}_{17}Cl\%}{100\%} \times \text{masa } ^{35}_{17}Cl = \text{u de } ^{35}_{17}Cl$$

$$+ \frac{^{37}_{17}Cl\%}{100\%} \times \text{masa } ^{37}_{17}Cl = \text{u de } ^{37}_{17}Cl$$

$$\text{Masa atómica Cl} = \frac{75{,}76\%}{100\%} \times 34{,}97\ \text{u} = 26{,}49\ \text{u}$$

$$+ \frac{24{,}24\%}{100\%} \times 36{,}97\ \text{u} = 8{,}962\ \text{u}$$

$$\text{Masa atómica Cl} = 34{,}45\ \text{u}$$

En la tabla 3.11 se dan los isótopos de algunos elementos seleccionados y sus masas atómicas.

TABLA 3.11 Masas atómicas de algunos elementos

Elemento	Isótopos	Masa atómica (pesada promedio)
Litio	$^{6}_{3}Li$, $^{7}_{3}Li$	6,941 u
Carbono	$^{12}_{6}C$, $^{13}_{6}C$, $^{14}_{6}C$	12,01 u
Oxígeno	$^{16}_{8}O$, $^{17}_{8}O$, $^{18}_{8}O$	16,00 u
Flúor	$^{19}_{9}F$	19,00 u
Azufre	$^{32}_{16}S$, $^{33}_{16}S$, $^{34}_{16}S$, $^{36}_{16}S$	32,07 u
Cobre	$^{63}_{29}Cu$, $^{65}_{29}Cu$	63,55 u

EJERCICIO RESUELTO 3.9

Masas atómicas promedio

El magnesio tiene tres isótopos naturales, $^{24}_{12}Mg$, $^{25}_{12}Mg$ y $^{26}_{12}Mg$. Partiendo de la masa atómica de la tabla periódica, ¿cuál de los isótopos de magnesio es el más abundante?

SOLUCIÓN

La masa atómica del magnesio es de 24,3 u, lo que significa que el isótopo $^{24}_{12}Mg$ es el que predomina en una muestra de magnesio.

¡AHORA TÚ!

El cobre tiene dos isótopos, $^{63}_{29}Cu$ y $^{65}_{29}Cu$. En una muestra de cobre, ¿en cuál de los dos isótopos ($^{63}_{29}Cu$ o $^{65}_{29}Cu$) hay más átomos?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Isótopos y masa atómica

3.37 Indica el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes isótopos:
a. $^{27}_{13}Al$ **b.** $^{52}_{24}Cr$ **c.** $^{34}_{16}S$ **d.** $^{56}_{26}Fe$

3.38 Indica el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes isótopos:
a. $^{2}_{1}H$ **b.** $^{14}_{7}N$ **c.** $^{28}_{14}Si$ **d.** $^{70}_{30}Zn$

3.39 Escribe el símbolo atómico de los isótopos con las siguientes características:
a. 15 protones y 16 neutrones
b. 35 protones y 45 neutrones
c. 13 electrones y 14 neutrones
d. 1 átomo de cloro con 18 neutrones
e. 1 átomo de mercurio con 122 neutrones

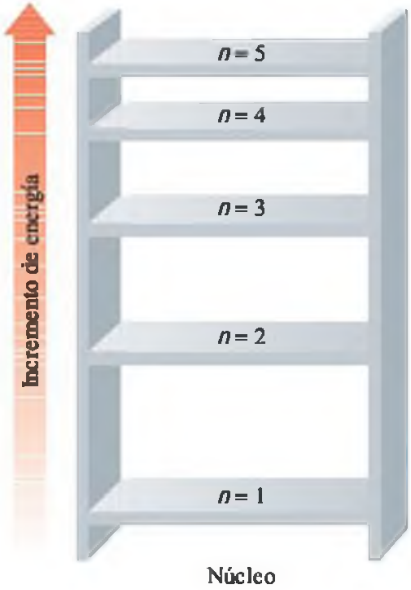
3.40 Escribe el símbolo atómico de los isótopos con las siguientes características:
a. 1 átomo de oxígeno con 10 neutrones
b. 4 protones y 5 neutrones
c. 26 electrones y 30 neutrones
d. número másico de 24 y 13 neutrones
e. átomo de níquel con 32 neutrones

3.41 El azufre tiene cuatro isótopos de números másicos 32, 33, 34 y 36:
a. Escribe el símbolo atómico de cada uno de estos átomos.
b. ¿En que se asemejan estos isótopos?
c. ¿En qué se diferencian estos isótopos?
d. ¿Por qué la masa atómica que se da para el azufre en la tabla periódica no es un número entero?
e. ¿Cuál de los isótopos es el más abundante en una muestra de azufre?

3.42 El estroncio tiene cuatro isótopos de números másicos 84, 86, 87 y 88:
a. Escribe el símbolo atómico de cada uno de estos átomos.
b. ¿En que se asemejan estos isótopos?
c. ¿En qué se diferencian estos isótopos?
d. ¿Por qué la masa atómica que se da para el estroncio en la tabla periódica no es un número entero?
e. ¿Cuál de los isótopos es el más abundante en una muestra de estroncio?

EL OBJETIVO ES...

a partir del nombre o el símbolo de uno de los 18 primeros elementos de la tabla periódica, ser capaz de escribir su distribución de electrones en los distintos niveles.



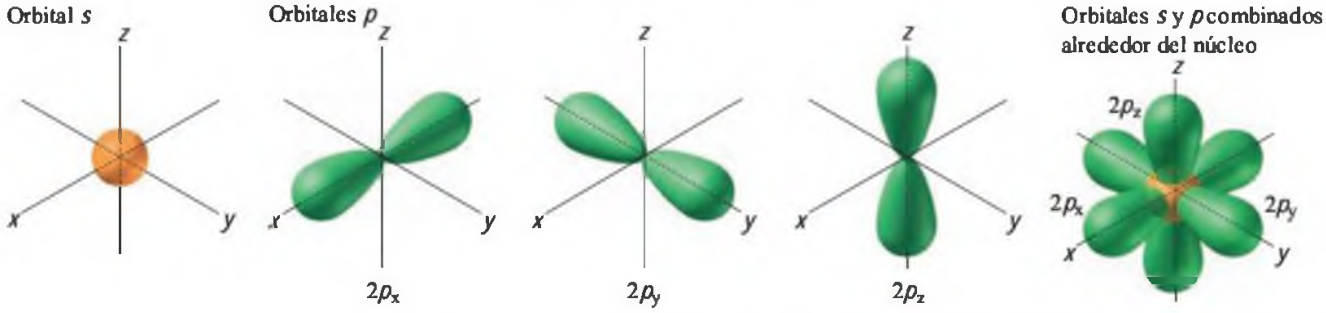
3.7 NIVELES ENERGÉTICOS ELECTRÓNICOS

Los electrones se encuentran en movimiento constante dentro del gran volumen de un átomo, lo que significa que tienen energía para ello. Sin embargo, no todos los electrones tienen la misma energía. Los electrones con energías similares se agrupan en **niveles energéticos.** Estos niveles energéticos se pueden visualizar como los peldaños de una escalera: el nivel energético inferior sería el primer peldaño, el segundo nivel energético, el segundo peldaño. A medida que se sube la escalera, se avanza de un peldaño al siguiente, sin que haya dónde descansar entre un peldaño y otro. De modo análogo, en los átomos, los electrones solo pueden estar en niveles energéticos determinados. En general, los niveles energéticos más cercanos al núcleo contienen a los electrones con menos energía, mientras que los niveles energéticos más alejados contienen electrones con energías mayores. A diferencia de una escalera, los niveles energéticos inferiores se encuentran muy alejados, mientras que los niveles de energía superiores están más próximos entre sí.

El número máximo de electrones que puede haber en un determinado nivel energético viene dado por la expresión $2n^2$, donde n es el número del nivel energético principal. Según se recoge en la tabla 3.12, el nivel energético más bajo, 1, puede contener 2 electrones; el segundo nivel hasta 8 electrones, el tercer nivel hasta 18 electrones y el cuarto tiene capacidad para albergar hasta 32 electrones. En los átomos de los elementos que se conocen hasta la fecha, los electrones llegan a ocupar un máximo de 7 niveles energéticos.

Orbitales

Un **orbital** es una región del espacio alrededor del núcleo donde existe una elevada probabilidad de que se encuentre el electrón. Cada orbital puede alojar un máximo de 2 electrones. Existen diferentes tipos de orbitales. Un orbital *s* es esférico, con el núcleo en el centro; hay un orbital *s* en cada nivel energético electrónico.



Los orbitales *p* tienen dos lóbulos. Comenzando por el segundo nivel energético electrónico, hay tres orbitales *p* orientados en las tres direcciones del espacio —*x*, *y* y *z*— alrededor del núcleo. A partir del tercer nivel energético, también hay orbitales *d*, y en el cuarto nivel energético y superiores, orbitales *f*.

TABLA 3.12 Capacidad de algunos de los niveles energéticos

Niveles energéticos	Número máximo de electrones
1	2
2	8
3	18
4	32

Distribución de electrones por niveles en los primeros 18 elementos

La distribución de electrones por niveles en un átomo proporciona el número de electrones de cada nivel energético. Por tanto, la organización de los niveles electrónicos de los 18 primeros elementos de la tabla periódica se puede completar añadiendo electrones a cada nivel energético, comenzando por el inferior. El único electrón que tiene el hidrógeno y los dos electrones que tiene el helio se pueden colocar en el primer nivel energético.

Como se recoge en la tabla 3.13, los elementos del segundo periodo —de litio (Li) a neón (Ne)— tienen electrones suficientes para completar el primer nivel energético y parte del segundo. Por ejemplo, el litio tiene 3 electrones: dos de ellos llenan el primer nivel energético y el sobrante va al segundo. A medida que avanzamos en el segundo periodo, vamos incorporando electrones al segundo nivel energético. Por ejemplo, un átomo de carbono, con un total de 6 electrones, completa el primer nivel energético con dos de ellos, y los otros cuatro van al segundo nivel energético. El último elemento en el segundo periodo es el neón: sus 10 electrones llenan por completo los dos primeros niveles energéticos.

the Chemistry place

WEB TUTORIAL
Bohr's Shell Model of the Atom

TABLA 3.13 Organización de niveles electrónicos para los primeros 18 elementos

Elemento	Símbolo	Número atómico	Número de electrones en el nivel energético 1	2	3
Hidrógeno	H	1	1		
Helio	He	2	2		
Litio	Li	3	2	1	
Berilio	Be	4	2	2	
Boro	B	5	2	3	
Carbono	C	6	2	4	
Nitrógeno	N	7	2	5	
Oxígeno	O	8	2	6	
Flúor	F	9	2	7	
Neón	Ne	10	2	8	
Sodio	Na	11	2	8	1
Magnesio	Mg	12	2	8	2
Aluminio	Al	13	2	8	3
Silicio	Si	14	2	8	4
Fósforo	P	15	2	8	5
Azufre	S	16	2	8	6
Cloro	Cl	17	2	8	7
Argón	Ar	18	2	8	8

En un átomo de sodio, con número atómico 11, los dos primeros niveles energéticos están llenos, y el último electrón va a un tercer nivel energético. El resto de los elementos del tercer periodo siguen completando el tercer nivel energético con sus electrones. Así, un átomo de azufre, con 16 electrones, tiene 2 electrones en el primer nivel, 8 electrones en el segundo nivel y 6 electrones en el tercer nivel. Al final del tercer periodo, el átomo de argón tiene 8 electrones en el tercer nivel. La organización de niveles electrónicos para el átomo de azufre se puede indicar como 2, 8, 6.

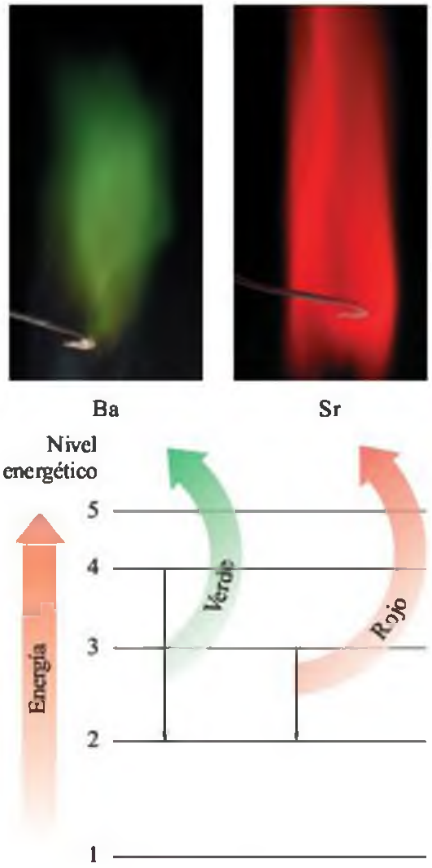


FIGURA 3.13 En los átomos de estroncio y bario, el calor de una llama proporciona la energía suficiente a los electrones para pasar a niveles energéticos superiores. Cuando los electrones descienden a un nivel energético inferior, emiten energía en la zona del espectro visible en forma de luz roja y verde.

P ¿Por qué motivo los electrones en el bario y en el estroncio promocionan a niveles energéticos superiores?

EJERCICIO RESUELTO 3.10

Representar la distribución de electrones por niveles

Indica la distribución de electrones por nivel energético de los siguientes elementos:

a. Oxígeno b. Cloro

SOLUCIÓN

a. El oxígeno tiene un número atómico de 8. Por tanto, hay 8 electrones, que se distribuyen del siguiente modo: 2 electrones en el nivel energético 1 y 6 electrones en el nivel energético 2.
2, 6

b. Un átomo de cloro tiene 17 protones y 17 electrones. Los electrones se organizan de tal manera que hay 2 electrones en el nivel energético 1, 8 electrones en el nivel energético 2 y 7 electrones en el nivel energético 3.
2, 8, 7

¡AHORA TÚ!

¿Qué elemento presenta una distribución de electrones por nivel energético de 2, 8, 2?

Cambios en los niveles energéticos

Cuando un electrón absorbe una cantidad de energía igual a la diferencia entres dos niveles, este puede ser promocionado a un nivel de mayor energía. También puede suceder que un electrón descienda a un nivel de menor energía, y en este caso emitirá la energía correspondiente a la separación de ambos niveles (fig. 3.13). Si la energía que emite el electrón está

Química verde

Bombillas de bajo consumo

Las luces fluorescentes compactas son un nuevo tipo de bombillas que están reemplazando a las que empleamos habitualmente en nuestros hogares y lugares de trabajo. En comparación con una bombilla estándar, estas bombillas fluorescentes son más duraderas y consumen menos electricidad. Se estima que en un plazo de 20 días, con las bombillas fluorescentes se ahorra el dinero suficiente en electricidad como para costear su elevado precio inicial.

En una bombilla tradicional hay un pequeño filamento de wolframio sellado dentro del vidrio de la bombilla. Cuando se enciende la luz, la electricidad fluye a través del filamento, y la energía eléctrica se convierte en energía térmica. Cuando el filamento alcanza una temperatura de alrededor de 2 300 °C, vemos la luz blanca. Este tipo de bombilla se conoce como bombilla incandescente.

Una bombilla fluorescente funciona de un modo diferente: cuando se conecta la electricidad, los electrones se mueven entre dos electrodos y chocan con los átomos de mercurio de una mezcla gaseosa de argón y mercurio que hay dentro de la bombilla. Los electrones de los átomos de mercurio absorben energía en estas colisiones y se promocionan a niveles energéticos superiores. Cuando estos electrones descienden a niveles energéticos inferiores, emiten energía en forma de luz ultravioleta. Esta radiación ultravioleta incide sobre la cubierta de fósforo que hay en el interior de la bombilla, y se produce una emisión fluorescente: la luz visible.

La producción de luz en una bombilla fluorescente es más eficiente que en una bombilla incandescente. Una bombilla incandescente de 75 vatios puede ser reemplazada por una bombilla fluorescente de 20 vatios, que genera la misma cantidad de luz y disminuye en un 80% los costes de electricidad. La vida media de estas bombillas también contribuye al ahorro: una bombilla clásica dura de uno a dos meses, mientras que las bombillas fluorescentes tienen una vida que oscila entre uno y dos años.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Niveles energéticos electrónicos

3.43 Explica la siguiente afirmación: «los electrones se encuentran en niveles energéticos determinados».

3.44 ¿En qué orden llenan los niveles energéticos (del primero al tercero) los 18 primeros elementos de la tabla periódica?

3.45 ¿Cuántos electrones hay en el segundo nivel energético de los siguientes elementos?

a. sodio **b.** nitrógeno **c.** azufre
d. helio **e.** cloro

3.46 ¿Cuántos electrones hay en el tercer nivel energético de los siguientes elementos?

a. oxígeno **b.** azufre **c.** fósforo
d. argón **e.** flúor

3.47 Indica la distribución de electrones por nivel energético para cada uno de los siguientes elementos:

Ejemplo: sodio 2, 8, 1.

a. carbono **b.** argón **c.** azufre
d. silicio **e.** un átomo con 13 protones y 14 neutrones
f. nitrógeno

3.48 Indica la distribución de electrones por nivel energético para cada uno de los siguientes átomos:

Ejemplo: sodio 2, 8, 1.

a. fósforo **b.** neón **c.** oxígeno
d. un átomo con número atómico 18 **e.** aluminio
f. flúor

3.49 Identifica los elementos que presentan la siguiente distribución de electrones por nivel energético:

Nivel energético:	1	2	3
a.	2	1	
b.	2	8	2
c.	1		
d.	2	8	7
e.	2	6	

3.50 Identifica los elementos que presentan la siguiente distribución de electrones por nivel energético:

Nivel energético:	1	2	3
a.	2	5	
b.	2	8	6
c.	2	4	
d.	2	8	8
e.	2	8	3

3.51 Selecciona la palabra adecuada: «los electrones promocionan a niveles energéticos superiores cuando (absorben/emiten) un fotón».

3.52 Selecciona la palabra adecuada: «los electrones descienden a niveles energéticos inferiores cuando (absorben/emiten) un fotón».

Química y salud

Reacciones biológicas a la luz ultravioleta

Nuestra vida depende de la luz solar pero la exposición prolongada a la misma puede tener efectos dañinos sobre las células vivas, llegando incluso a causar su muerte. La energía luminosa, y en particular la luz ultravioleta (UV), produce la excitación electrónica necesaria para que se produzcan determinadas reacciones químicas no deseadas. Dentro de los efectos nocivos de la radiación solar se incluyen las quemaduras solares, la aparición de arrugas, el envejecimiento prematuro de la piel, cambios en el ADN de las células —que pueden ocasionar un cáncer de piel—, inflamación en los ojos e incluso la aparición de cataratas. Además, algunos medicamentos, como los empleados para el tratamiento del acné, los antibióticos, diuréticos, sulfonamidas y estrógenos, aumentan la sensibilidad de la piel a la radiación solar.

No obstante, la medicina también ha sabido emplear los efectos beneficiosos del sol para la salud: la fototerapia se emplea para tratar algunas enfermedades de la piel, como psoriasis, eczemas o dermatitis. Por ejemplo, en el tratamiento de la psoriasis se emplean medicamentos administrados por vía oral para aumentar la fotosensibilidad de la piel, y a continuación se somete al paciente a un tratamiento con luz UV. La luz de baja energía se emplea para disminuir los niveles de bilirrubina en los casos de ictericia neonatal, y la luz solar también estimula el sistema inmunitario.

En el linfoma cutáneo celular de tipo T —un crecimiento anormal de las células T que produce dolorosas úlceras en la piel—, la piel se trata con fotoforesis: se administra al paciente un reactivo que aumenta su fotosensibilidad, y posteriormente se le extrae sangre y se la expone a la luz UV. Después se devuelve la sangre del paciente a su organismo, y las células T tratadas estimulan la respuesta del sistema inmunitario a la células cancerosas.

en la zona del espectro visible, se puede observar un cambio de coloración. Las farolas de sodio y las luces de neón son ejemplos de cómo los electrones de un átomo absorben y emiten energía en forma de luz amarilla y roja.

3.8 VARIACIONES PERIÓDICAS

EL OBJETIVO ES...

emplear la distribución electrónica de los elementos para explicar sus tendencias periódicas.

El comportamiento químico y físico de los elementos viene determinado en gran medida por la distribución de electrones en los niveles energéticos de sus átomos. En esta sección, examinaremos los *electrones de valencia* en los átomos, las tendencias en los tamaños atómicos y las *energías de ionización*. A medida que se avanza en un periodo determinado, existe un cambio regular en estas propiedades de un grupo a otro. Las conocidas como *propiedades periódicas* aumentan o disminuyen su magnitud a lo largo del periodo, y la misma tendencia se observa para periodos sucesivos. En cierto modo, podemos comparar las propiedades periódicas con los cambios de temperatura estacionales. En el hemisferio norte, las temperaturas son bajas en invierno y van aumentando a medida que se acerca la primavera. En verano, la temperatura es elevada y comienza a disminuir según se aproxima el otoño. En el siguiente invierno, de nuevo vuelven las temperaturas bajas, y el ciclo se repite año tras año.

Número de grupo y electrones de valencia

Pensemos en dos átomos que se aproximan el uno al otro: la primera interacción se producirá entre los electrones situados en los niveles energéticos superiores. De hecho, los químicos han determinado que las propiedades químicas de los elementos más representativos se deben fundamentalmente a estos electrones situados en las capas más externas, que se conocen como **electrones de valencia**. Los números de grupo 1A-8A indican el número de electrones de valencia (externos) para cada elemento en la columna vertical. Por ejemplo, los elementos del grupo 1A (1) como litio, sodio y potasio, tienen un electrón en su nivel energético más externo. Los elementos del grupo 2A (2), los metales alcalinotérreos, tienen dos electrones de valencia. Los halógenos en el grupo 7A (17) tienen siete electrones de valencia (tabla 3.14).

TABLA 3.14 Comparación de la distribución de electrones por nivel energético, en cada grupo, para algunos elementos representativos

		Número de electrones en el nivel energético			
Número de grupo	**Elemento**	**1**	**2**	**3**	**4**
2A (2)	Berilio	2	**2**		
	Magnesio	2	8	**2**	
	Calcio	2	8	8	**2**
7A (17)	Flúor	2	**7**		
	Cloro	2	8	**7**	
	Bromo	2	8	18	**7**

EJERCICIO RESUELTO 3.11

Emplear los números de grupo

Con ayuda de una tabla periódica, escribe los números de grupo de los siguientes elementos, así como el número de electrones en su capa de valencia:

a. sodio **b.** azufre **c.** aluminio

SOLUCIÓN

a. El sodio (Na) pertenece al grupo 1A (1) y tiene por tanto 1 electrón en su nivel energético más externo.

b. El azufre (S) pertenece al grupo 6A (16) y tiene 6 electrones en su nivel energético más externo.

c. El aluminio (Al) es un elemento del grupo 3A (13) y tiene 3 electrones en su nivel energético más externo.

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es el número de grupo, símbolo y nombre del elemento cuyos átomos tienen 5 electrones en el tercer nivel energético?

Representación de Lewis o fórmula punto-electrón

La representación de Lewis, también conocida como **fórmula punto-electrón,** es una manera muy conveniente de representar los electrones de valencia. Los electrones de valencia se representan como puntos en los laterales, arriba o abajo del símbolo químico del elemento correspondiente. En realidad, no importa en cuál de los cuatro lados se representen los electrones, aunque cuando se representan de 1 a 4 electrones de valencia se dibujan en los cuatro lados del símbolo, de modo independiente. Cuando hay más de 4 electrones, se empiezan a emparejar. Cualquiera de las siguientes representaciones sería adecuada para el átomo de magnesio, que tiene dos electrones de valencia:

Posibles representaciones de Lewis para los 2 electrones de valencia del magnesio

Mg· Mg ·Mg ·Mg· Mg· ·Mg

En la tabla 3.15 se dan las representaciones de Lewis de una serie de elementos seleccionados.

TABLA 3.15 Representación de Lewis de elementos de los periodos 1-4

Número de grupo	1A (1)	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)
Electrones de valencia	1	2	3	4	5	6	7	8
Representación de Lewis	H·							He:
	Li·	Be·	·B·	·C·	·N·	·O:	·F:	:Ne:
	Na·	Mg·	·Al·	·Si·	·P·	·S:	·Cl:	:Ar:
	K·	Ca·	·Ga·	·Ge·	·As·	·Se:	·Br:	:Kr:

EJERCICIO RESUELTO 3.12

Dibujar representaciones de Lewis

Dibuja la fórmula punto-electrón para los siguientes elementos:

a. bromo **b.** aluminio

SOLUCIÓN

a. Como el bromo pertenece al grupo 7A (17), tiene 7 electrones de valencia.

b. El aluminio pertenece al grupo 3A (3) y tiene por tanto 3 electrones de valencia.

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es la representación de Lewis del átomo de fósforo?

Tamaño atómico

Aunque un átomo no tiene un perímetro fijo, los científicos tienen una idea razonable del volumen que ocupan los electrones en el átomo. Este volumen, o **tamaño atómico**, se determina mediante el *radio atómico*, que es la distancia del núcleo a los electrones de valencia (los más externos). Si se desciende a través de un grupo de elementos representativos, los electrones más externos ocupan los niveles energéticos más elevados, que son a su vez los más alejados del núcleo. El radio atómico, por tanto, *aumenta* de arriba abajo dentro de un grupo. Por ejemplo, en los metales alcalinos, el Li tiene un electrón de valencia en el segundo nivel energético, el Na tiene un electrón de valencia en el tercer nivel energético, el K tiene un electrón de valencia en el cuarto nivel energético y el Rb tienen un electrón de valencia en el quinto nivel energético (fig. 3.14).

A medida que nos desplazamos en un periodo, el radio atómico *disminuye*. Según la carga positiva en el núcleo aumenta, se incrementa la atracción que aproxima los electrones al núcleo. De esta manera, la distancia de los electrones más externos decrece, al igual que el tamaño atómico.

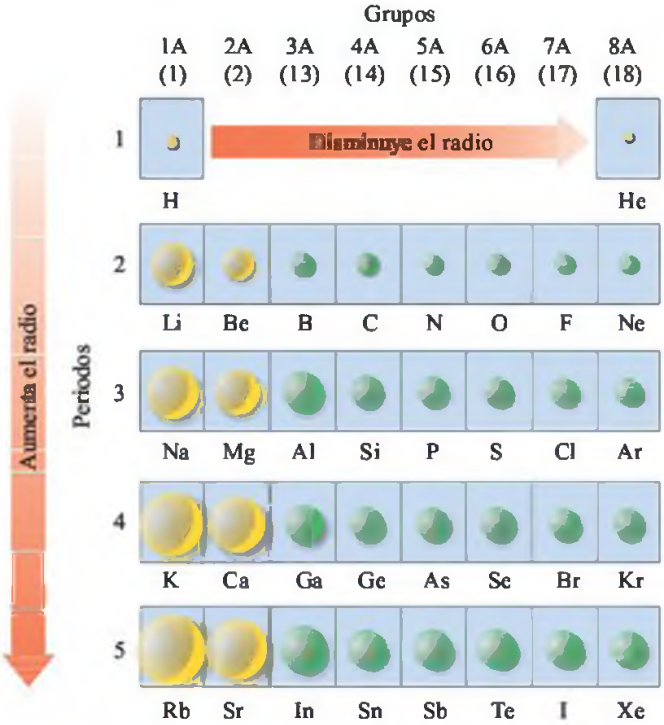


FIGURA 3.14 El radio atómico aumenta a medida que descendemos en un grupo, pero disminuye al desplazarnos de izquierda a derecha en un periodo.
P ¿Por qué aumenta el radio atómico al descender en un grupo?

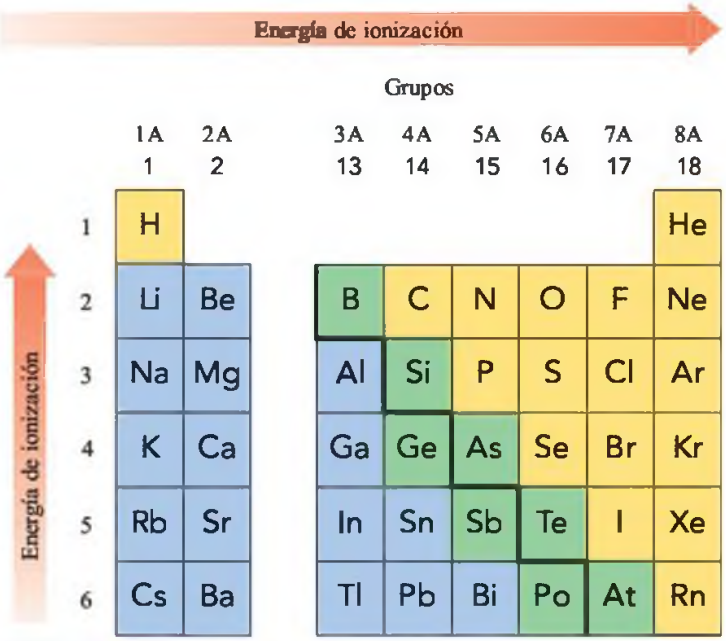
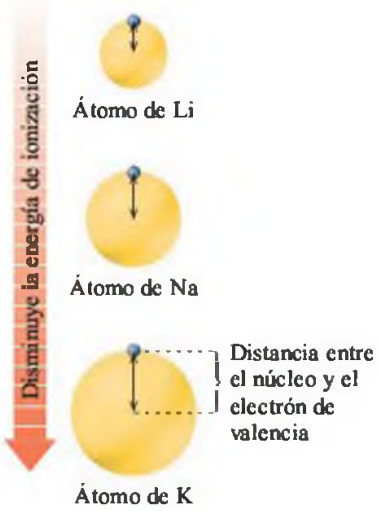


FIGURA 3.15 Las energías de ionización de los elementos representativos tienden a disminuir al descender en un grupo y aumentan al desplazarnos de izquierda a derecha en un periodo.
P ¿Por qué es mayor la energía de ionización para el F que para el Cl?



Energía de ionización

Los electrones se encuentran dentro del átomo debido a la atracción del núcleo. Por tanto, para sacar un electrón del átomo es necesario aplicar una energía. La **energía de ionización** es la energía que se requiere para extraer el electrón más débilmente unido a un átomo en su estado gaseoso *(g)*. Cuando se arranca un electrón a un átomo neutro, se forma una partícula denominada catión, que tiene carga 1+.

$$Na(g) + \text{energía (ionización)} \rightarrow Na^+(g) + e^-$$

La energía de ionización *disminuye* al descender en un grupo (fig. 3.15). La atracción nuclear decrece cuando los electrones están más alejados del núcleo, y por tanto es menor la energía necesaria para extraerlos. En un periodo, la energía de ionización *aumenta* de izquierda a derecha, ya que a medida que aumenta la carga positiva en el núcleo es necesario un mayor aporte de energía para arrancar un electrón.

En el periodo 1, los electrones de valencia están muy próximos al núcleo y son por tanto difíciles de extraer. El H y el He tienen energías de ionización muy elevadas, ya que se requiere una gran cantidad de energía para arrancar un electrón tan próximo al núcleo. La energía de ionización del He es la mayor de todos los elementos, ya que el He tiene un nivel energético completo y muy estable que sería fuertemente desestabilizado por la extracción de un electrón. Las elevadas energías de ionización de los gases nobles son indicativas de lo estables que son sus niveles electrónicos. En general, la energía de ionización es baja para los metales y alta para los no metales.

EJERCICIO RESUELTO 3.13

Energía de ionización

Indica el elemento de cada grupo con mayor energía de ionización. Justifica tu respuesta.

a. K o Na **b.** Mg o Cl **c.** F, N o C

SOLUCIÓN

a. Na. En el Na el electrón de valencia está más próximo al núcleo.
b. Cl. La atracción por los electrones de valencia aumenta al avanzar en el periodo, de izquierda a derecha.
c. F. El flúor tiene más protones que el nitrógeno o el carbono, se requiere más energía para extraer un electrón de valencia del átomo de flúor.

¡AHORA TÚ!

Ordena los elementos Sn, Sr, y I por orden creciente de energía de ionización.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Variaciones periódicas

3.53 Los elementos boro y aluminio están en el mismo grupo de la tabla periódica:
a. Escribe la distribución de electrones en los distintos niveles energéticos para ambos elementos.
b. ¿Cuántos electrones de valencia hay en el nivel energético más externo de cada átomo?
c. ¿A qué grupo pertenecen?

3.54 Los elementos flúor y cloro están en el mismo grupo de la tabla periódica:
a. Escribe la distribución de electrones en los distintos niveles energéticos para ambos elementos.
b. ¿Cuántos electrones de valencia hay en el nivel energético más externo de cada átomo?
c. ¿A qué grupo pertenecen?

3.55 Para cada uno de los siguientes elementos, indica el número de electrones en su nivel energético más externo y a qué grupo pertenecen:

Ejemplo: flúor $7e^-$; grupo 7A (17).
a. magnesio **b.** cloro **c.** oxígeno
d. nitrógeno **e.** bario **f.** bromo

3.56 Para cada uno de los siguientes elementos, indica el número de electrones en su nivel energético más externo y a qué grupo pertenecen:

Ejemplo: flúor $7e^-$; grupo 7A (17).
a. litio **b.** silicio **c.** neón
d. argón **e.** estaño **f.** cesio

3.57 ¿Por qué Mg, Ca y Sr tienen propiedades similares?

3.58 Nombra dos elementos que pudieran presentar propiedades físicas y químicas semejantes a las del cloro.

3.59 Escribe el número de grupo y representa la fórmula punto-electrón de cada uno de los siguientes elementos:
a. azufre **b.** nitrógeno **c.** calcio
d. sodio **e.** potasio

3.60 Escribe el número de grupo y representa la fórmula punto-electrón de cada uno de los siguientes elementos:
a. carbono **b.** oxígeno **c.** flúor
d. litio **e.** cloro

3.61 Utilizando el símbolo M para un átomo metálico, dibuja la fórmula punto-electrón de un átomo de un metal de los siguientes grupos:
a. grupo 1A (1)
b. grupo 2A (2)

3.62 Utilizando el símbolo Nm para un átomo no metálico, dibuja la fórmula punto-electrón de un átomo de los siguientes grupos:
a. grupo 5A (15)
b. grupo 7A (17)

3.63 Los metales alcalinos pertenecen a la misma familia de la tabla periódica. ¿Cuál es su número de grupo? ¿Cuántos electrones de valencia tiene cada uno de ellos?

3.64 Los halógenos pertenecen a la misma familia de la tabla periódica. ¿Cuál es su número de grupo? ¿Cuántos electrones de valencia tiene cada uno de ellos?

3.65 Ordena, en función del radio atómico decreciente, los elementos de cada apartado:
a. Al, Si, Mg **b.** Cl, Br, I **c.** I, Sb, Sr

3.66 Ordena, en función del radio atómico decreciente, los elementos de cada apartado:
a. Cl, S, P **b.** Ge, Si, C **c.** Ba, Ca, Sr

3.67 Elige el átomo más grande de cada par:
a. Na o Cl **b.** Na o Rb **c.** Na o Mg

3.68 Elige el átomo más grande de cada par:
a. S o Cl **b.** S o O **c.** S o Se

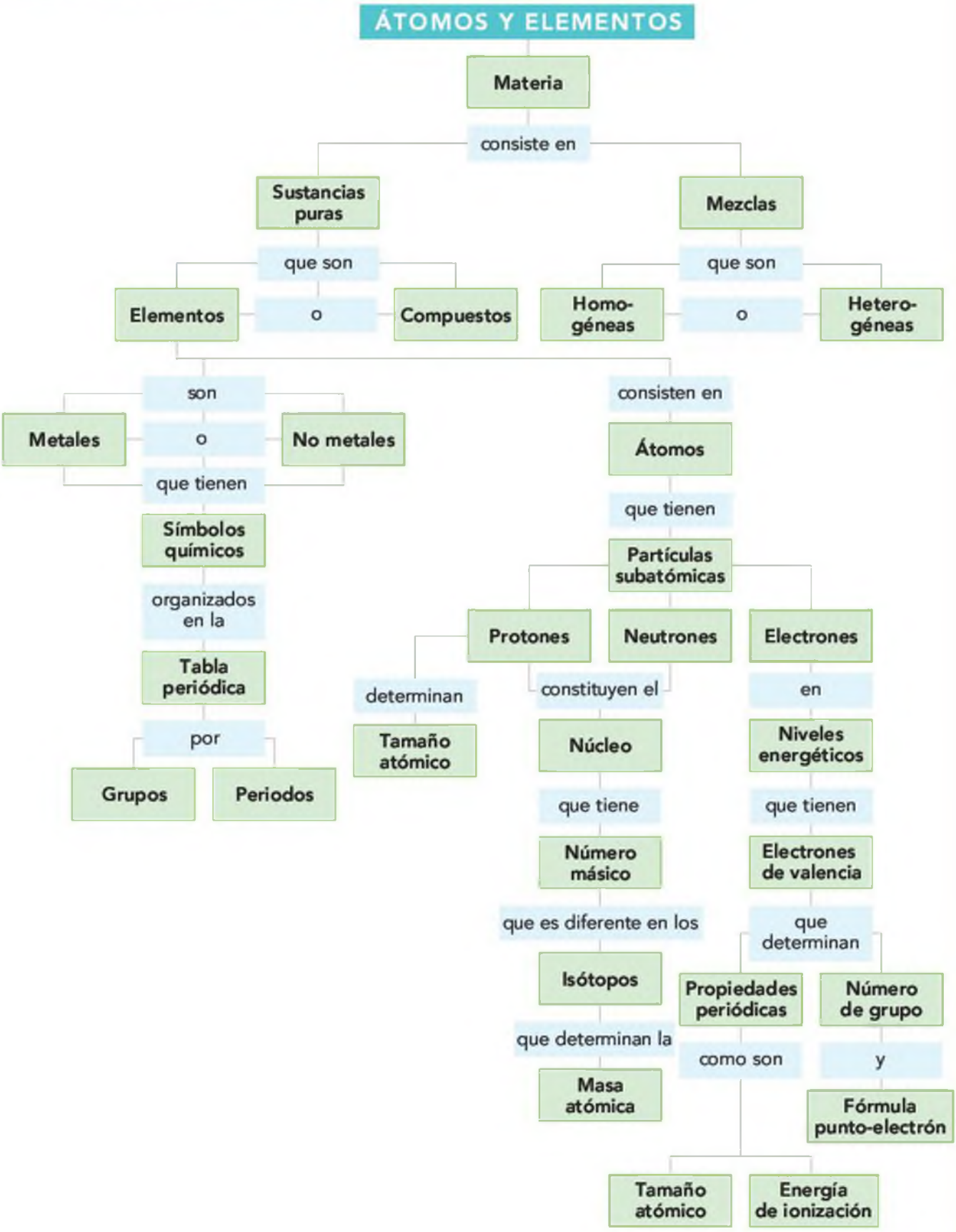
3.69 Ordena, en función de la energía de ionización creciente, los elementos de cada apartado:
a. F, Cl, Br **b.** Na, Cl, Al **c.** Na, K, Cs

3.70 Ordena, en función de la energía de ionización creciente, los elementos de cada apartado:
a. C, N, O **b.** P, S, Cl **c.** As, P, N

3.71 De cada pareja, elige el átomo con mayor energía de ionización.
a. Br o I **b.** Mg o Sr **c.** Si o P

3.72 3.72 De cada pareja, elige el átomo con mayor energía de ionización.
a. O o Ne **b.** K o Br **c.** Ca o Ba

MAPA CONCEPTUAL



¡DE UN VISTAZO!

3.1 Clasificación de la materia

El objetivo es... clasificar la materia en sustancias puras o mezclas.

Materia es todo aquello que ocupe espacio y tenga masa. La materia se divide en sustancias puras y mezclas. Las sustancias puras, que son elementos o compuestos, tienen una composición determinada, y las mezclas tienen composición variable. Las sustancias que componen una mezcla pueden ser separadas por métodos físicos.

3.2 Elementos y símbolos

El objetivo es... a partir del nombre de un elemento químico, escribir correctamente el símbolo químico que lo identifica y, a partir del símbolo de un elemento químico, escribir su nombre.

Los elementos son los componentes fundamentales de la materia. Los símbolos químicos son abreviaturas de una o dos letras de los nombres de los elementos.

3.3 La tabla periódica

El objetivo es... emplear la tabla periódica para identificar el grupo y el periodo al que pertenece un elemento y decidir si se trata de un metal, un no metal o un metaloide.

La tabla periódica es un sistema de ordenación de los elementos en función de su número atómico creciente. Las columnas verticales en la tabla periódica contienen elementos de propiedades similares que se designan como grupo. Las filas horizontales se llaman periodos. Los elementos del grupo 1A (1) se llaman metales alcalinos; los del grupo 2A (2), metales alcalinotérreos; los del 7A (17) son los halógenos y los del grupo 8A (18) los gases nobles. En la tabla periódica, los metales se sitúan a la izquierda de la línea divisoria en zigzag, y los no metales a la derecha. Excepto en el caso del aluminio, los elementos situados en la línea que separa metales de no metales se denominan metaloides.

3.4 El átomo

El objetivo es... describir la carga eléctrica y la localización en un átomo del protón, el neutrón y el electrón.

Un átomo es la partícula más pequeña capaz de mantener las características de un elemento. Los átomos se componen de tres partículas subatómicas: los protones tienen carga positiva (+), los electrones carga negativa (–), y los neutrones son eléctricamente neutros. Los protones y neutrones se encuentran dentro de la pequeña y densa estructura que constituye el núcleo del átomo, y los electrones están fuera del núcleo.

3.5 Número atómico y número másico

El objetivo es... conociendo el número atómico y el número másico de un átomo, ser capaz de deducir el número de protones, neutrones y electrones.

El número atómico indica el número de protones de todos los átomos de un mismo elemento. En un átomo neutro, el número de protones y el número de electrones es el mismo. El número másico es el número total de protones y neutrones de un átomo.

3.6 Isótopos y masa atómica

El objetivo es... dar el número de protones, electrones y neutrones del isótopo de un elemento.

Los átomos que tienen el mismo número de protones pero distinto número de neutrones se denominan isótopos. La masa atómica de un elemento es la masa pesada promedio de todos los isótopos en una muestra en relación con la abundancia natural en el elemento.

3.7 Niveles energéticos electrónicos

El objetivo es... a partir del nombre o el símbolo de uno de los 18 primeros elementos de la tabla periódica, ser capaz de escribir su distribución de electrones en los distintos niveles.

Cada electrón tiene una determinada cantidad de energía. En un átomo, los electrones de energías similares se encuentran agrupados en niveles energéticos determinados. El primer nivel, cercano al núcleo, tiene capacidad para 2 electrones, el segundo nivel puede alojar 8 electrones, y el tercer nivel hasta 18 electrones. Cada nivel se dispone en orbitales, que representan el espacio donde es más probable que se encuentren los electrones de esa energía. Un orbital *s* es esférico. Un orbital *p* tienen dos lóbulos, como una pesa, y hay tres orbitales *p* en cada nivel desde $n = 2$.

3.8 Variaciones periódicas

El objetivo es... emplear la distribución electrónica de los elementos para explicar sus tendencias periódicas.

La distribución de electrones en los distintos niveles energéticos se calcula colocando el número de electrones del átomo desde los niveles de menor a mayor energía. El comportamiento similar que exhiben los elementos del mismo grupo se debe a que todos ellos tienen el mismo número de electrones de valencia, que son aquellos situados en el nivel energético más externo. El número de grupo de un elemento indica el número de electrones en su nivel energético más externo. Con solo algunas excepciones, cada grupo de elementos tiene la misma distribución de electrones de valencia, aunque difieren en el nivel energético. El radio de un átomo aumenta descendiendo en un grupo, y disminuye avanzando en un periodo de izquierda a derecha. La energía necesaria para extraer un electrón de valencia es la energía de ionización, que generalmente disminuye al descender en un grupo y aumenta al desplazarnos de izquierda a derecha en un periodo.

TÉRMINOS CLAVE

Átomo Partícula más pequeña de un elemento que mantiene las características del mismo.

Compuesto Sustancia pura que tiene dos o más elementos, con una composición definida y que no se puede convertir en sustancias más sencillas por métodos químicos.

Electrón Partícula subatómica cargada negativamente. Tiene una masa tan pequeña que normalmente se omite en los cálculos. Su símbolo es e^-.

Electrones de valencia Electrones en el nivel energético más externo de un átomo.

Elemento Sustancia pura que no se puede separar en sustancias más sencillas por métodos químicos.

Energía de ionización Energía necesaria para arrancar el electrón más débilmente enlazado del nivel energético más externo de un átomo.

Fórmula punto-electrón Representación de un átomo que muestra los electrones de valencia como puntos alrededor del símbolo del elemento.

Gas noble Elemento del grupo 8A (18) de la tabla periódica, generalmente poco reactivo, y que rara vez se encuentra en combinación con otros elementos.

Grupo Columna vertical en la tabla periódica que contiene elementos con propiedades físicas y químicas similares.

Halógenos Elementos pertenecientes al grupo 7A (17): flúor, cloro, bromo, yodo y astato.

Isótopo Átomo que se diferencia de otro átomo del mismo elemento solo en su número másico. Los isótopos tienen el mismo número atómico (número de protones), pero diferente número de neutrones.

Masa atómica Masa pesada promedio de todos los isótopos naturales de un elemento.

Metal Elemento que se caracteriza por ser brillante, maleable, dúctil y buen conductor del calor y la electricidad. Los metales se sitúan a la izquierda de la línea que divide en zigzag la tabla periódica.

Metales alcalinos Elementos del grupo 1A (1) (a excepción del hidrógeno). Son blandos, con brillo metálico, y tienen un electrón en su capa de valencia.

Metales alcalinotérreos Elementos del grupo 2A (2), con 2 electrones en su capa de valencia.

Metaloides Elementos con propiedades características de los metales y los no metales. Se sitúan a lo largo de la línea divisoria en zigzag de la tabla periódica que separa metales de no metales.

Mezcla Combinación física de dos o más sustancias que no cambian sus características.

Mezcla heterogénea Mezcla no uniforme de dos o más sustancias.

Mezcla homogénea Mezcla uniforme de dos o más sustancias.

Neutrón Partícula subatómica que tiene una masa de 1 u y se encuentra en el núcleo de un átomo; su símbolo es n o n^0.

Niveles energéticos Grupo de electrones con energía similar.

No metal Elemento con muy poco o nada de brillo, y que actúa como mal conductor del calor y la electricidad. Los no metales se sitúan a la derecha de la línea que divide en zigzag la tabla periódica.

Núcleo El compacto centro de un átomo. Contiene los protones y los neutrones.

Número atómico Número que es igual al número de protones de un átomo.

Número de grupo Número que aparece encima de cada columna vertical (grupo) en la tabla periódica e indica el número de electrones de cada elemento en su nivel energético más externo.

Número másico Número total de neutrones y protones en el núcleo de un átomo.

Orbital Región alrededor del núcleo donde es más probable que los electrones de una determinada energía se encuentren. Los orbitales s son esféricos y los orbitales p tienen dos lóbulos.

Periodo Fila horizontal de elementos en la tabla periódica.

Propiedad física Característica de un elemento que puede ser determinada o medida sin alterar su identidad. Entre ellas se incluyen: forma, color, olor, sabor, densidad, dureza, punto de fusión y punto de ebullición.

Protón Partícula subatómica cargada positivamente que tiene una masa de 1 u y se encuentra en el núcleo del átomo. Su símbolo es p o p^+.

Símbolo atómico Abreviatura empleada para indicar el número másico y número atómico de un isótopo.

Símbolo químico Abreviatura que representa el nombre de un elemento.

Sustancia pura Tipo de materia con una composición fija, sean elementos o compuestos.

Tabla periódica Organización de elementos por número atómico creciente. Los elementos con similar comportamiento químico está agrupados en columnas verticales.

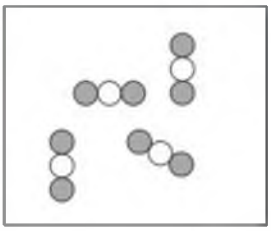
Tamaño atómico Se determina mediante el radio atómico, que es la distancia del núcleo a los electrones de valencia (los más externos).

Unidad de masa atómica (u) Unidad de masa empleada para describir la masa de partículas muy pequeñas, como el átomo y las partículas subatómicas. 1 u equivale a la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12.

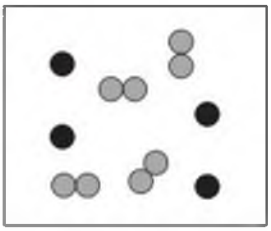
COMPRENDER LOS CONCEPTOS

3.73 Identifica si los siguientes diagramas son de un elemento, de un compuesto o de una mezcla.

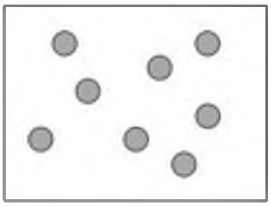
a.



b.



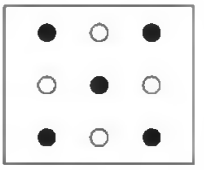
c.



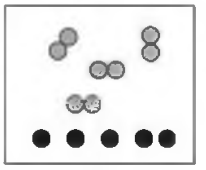
3.74 Clasifica como mezclas homogéneas o heterogéneas:

a. agua con sabor a limón
b. champiñones rellenos
c. sopa de verduras
d. ketchup
e. huevos duros
f. colirio para los ojos

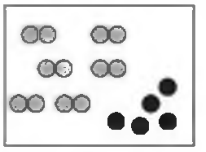
Para los problemas 3.75 y 3.76, considera las mezclas de los siguientes diagramas:



a.



b.



c.

3.75 ¿Cuál de los diagramas corresponde a una mezcla homogénea? Justifica tu respuesta.

3.76 ¿Cuál de los diagramas corresponde a una mezcla heterogénea? Justifica tu respuesta.

3.77 Considerando la teoría atómica de Dalton, ¿cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas?
a. Los átomos de un elemento son idénticos a los átomos de los demás elementos.
b. Todos los elementos están hechos de átomos.
c. Los átomos de dos elementos diferentes se combinan para formar compuestos.
d. En una reacción química, algunos átomos desaparecen y se forman nuevos átomos.

3.78 Considerando el experimento de la lámina de oro de Rutherford, responde a las siguientes preguntas:
a. ¿Qué esperaba observar Rutherford cuando disparó partículas a la lámina de oro?
b. ¿En qué se diferencian los resultados de su idea inicial?
c. ¿Cómo interpretó los resultados para proponer un modelo atómico?

3.79 Relaciona cada uno de los siguientes términos con las descripciones que se dan en los apartados a-e:
1. protones **2.** neutrones **3.** electrones
a. masa atómica
b. número atómico
c. carga positiva
d. carga negativa
e. número másico-número atómico

3.80 Relaciona cada uno de los siguientes términos con las descripciones que se dan en los apartados a-e:
1. protones **2.** neutrones **3.** electrones
a. número másico
b. alrededor del núcleo
c. núcleo
d. carga 0
e. igual al número de electrones

3.81 Considera los siguientes átomos, en los que el símbolo químico del elemento se representa por X:

$^{16}_{8}X$ $^{18}_{9}X$ $^{18}_{10}X$ $^{17}_{9}X$ $^{18}_{8}X$

a. ¿Qué átomos tienen el mismo número de protones?
b. ¿Qué átomos son isótopos?, ¿de qué elemento?
c. ¿Qué átomos tienen el mismo número másico?
d. ¿Qué átomos tienen el mismo número de neutrones?

3.82 El cadmio, con número atómico 48, tiene ocho isótopos naturales. ¿Sería posible que uno de los isótopos del cadmio tuviera la masa atómica que se da en la tabla periódica para el cadmio? Justifica tu respuesta.

3.83 De los elementos K, Mg, Si, S, Cl y Ar, indica cuál:
a. es un metal.
b. es un metaloide.
c. es un metal alcalino.
d. tiene el radio atómico más pequeño.
e. tiene una distribución electrónica de 2, 8, 6.

3.84 De los elementos K, Mg, Si, S, Cl y Ar indica cuál:
a. tiene el mayor tamaño atómico.
b. es un halógeno.
c. tiene una distribución electrónica de 2, 8, 4.
d. tiene la menor energía de ionización.
e. pertenece al grupo 6A (16).
f. tiene la mayor energía de ionización.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS ADICIONALES

3.85 Clasifica como elemento, compuesto o mezcla:
a. carbono de los lápices
b. dióxido de carbono (CO_2) que exhalamos
c. zumo de naranja
d. gas neón de las luces
e. aceite y vinagre en la ensalada

3.86 Clasifica como mezclas homogéneas o heterogéneas:
a. copa de helado con frutas y nata **b.** aceite vegetal
c. mostaza **d.** té de herbolario
e. agua y arena

3.87 Escribe el símbolo y el nombre del elemento químico que se encuentra en el siguiente grupo y periodo de la tabla periódica:
a. grupo 2A, periodo 3 **b.** grupo 7A, periodo 4
c. grupo 13, periodo 3 **d.** grupo 16, periodo 2

3.88 Escribe el nombre y número de periodo de los siguientes elementos:
a. potasio **b.** fósforo
c. carbono **d.** neón

3.89 Indica el número de grupo de cada uno de los siguientes elementos de la tabla periódica:
a. bromo **b.** argón
c. potasio **d.** estroncio

3.90 Los siguientes elementos traza han demostrado ser cruciales en el funcionamiento del cuerpo humano. Indica si se trata de metales o de no metales.
a. zinc **b.** cobalto
c. manganeso **d.** yodo
e. cobre **f.** selenio (Se)

3.91 Indica si las siguientes afirmaciones son *verdaderas* o *falsas*.
a. El protón es una partícula cargada negativamente.
b. El neutrón es 2000 veces más pesado que el protón.
c. La unidad de masa atómica está basada en el átomo de carbono, que tiene 6 protones y 6 neutrones.
d. El núcleo es la parte más grande del átomo.
e. Los electrones se encuentran fuera del núcleo.

3.92 Indica si las siguientes afirmaciones son *verdaderas* o *falsas*.
a. El neutrón es eléctricamente neutro.
b. La masa del átomo es fundamentalmente la masa de los protones y los neutrones.
c. La carga del electrón es igual a la del neutrón, pero de signo opuesto.
d. Protón y electrón tienen masas semejantes.
e. El número másico es el número de protones.

3.93 Completa las siguientes afirmaciones:
a. El número atómico da el número de _____ en el núcleo.

b. En un átomo, el número de electrones es igual al número de _____.

c. Sodio y potasio son ejemplos de los elementos denominados _____.

3.94 Completa las siguientes afirmaciones:

a. El número de protones y neutrones en un átomo es también el número _____.

b. Los elementos del grupo 7A (17) se denominan _____.

c. Los elementos que son brillantes y conducen el calor se llaman _____.

3.95 Escribe el nombre y el símbolo de los elementos con los siguientes números atómicos:

a. 3 **b.** 9 **c.** 20 **d.** 33
e. 50 **f.** 55 **g.** 79 **h.** 8

3.96 Escribe el nombre y el símbolo de los elementos con los siguientes números atómicos:

a. 1 **b.** 11 **c.** 20 **d.** 26
e. 35 **f.** 47 **g.** 83 **h.** 92

3.97 Para los siguientes átomos, indica el número de protones, neutrones y electrones:

a. $^{27}_{13}Al$ **b.** $^{52}_{24}Cr$ **c.** $^{34}_{16}S$
d. $^{56}_{26}Fe$ **e.** $^{136}_{54}Xe$

3.98 Para los siguientes átomos, indica el número de protones, neutrones y electrones:

a. $^{22}_{10}Ne$ **b.** $^{127}_{53}I$ **c.** $^{75}_{35}Br$
d. $^{133}_{55}Cs$ **e.** $^{195}_{78}Pt$

3.99 Completa la tabla siguiente:

Nombre	Símbolo atómico	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
	$^{34}_{16}S$			
		30	40	
Magnesio			14	
	$^{220}_{86}Rn$			

3.100 Completa la tabla siguiente:

Nombre	Símbolo atómico	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
Potasio			22	
	$^{51}_{23}V$			
		48	64	
Bario			82	

3.101 Escribe el símbolo atómico de acuerdo con las siguientes descripciones:

a. 1 átomo con 4 protones y 5 neutrones
b. 1 átomo con 12 protones y 14 neutrones
c. 1 átomo de calcio con un número másico de 46
d. 1 átomo con 30 electrones y 40 neutrones
e. 1 átomo de cobre con 34 neutrones

3.102 Escribe el símbolo atómico de acuerdo con las siguientes descripciones:

a. 1 átomo de aluminio con 14 neutrones
b. 1 átomo con número atómico 26 y 32 neutrones
c. 1 átomo de estroncio con 50 neutrones
d. 1 átomo con un número másico de 72 y el número atómico de 33

3.103 El isótopo más abundante del plomo es $^{208}_{82}Pb$:

a. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en el $^{208}_{82}Pb$?
b. ¿Cuál sería el símbolo químico de otro isótopo del plomo con 132 neutrones?
c. ¿Cuál es el símbolo químico y el nombre del átomo con el mismo número másico del apartado b y 131 neutrones?

3.104 El isótopo más abundante de la plata es la $^{107}_{47}Ag$:

a. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en la $^{107}_{47}Ag$?
b. ¿Cuál sería el símbolo químico de otro isótopo de la plata con 62 neutrones?
c. ¿Cuál es el símbolo químico y el nombre del átomo con el mismo número másico del apartado b y 49 protones?

3.105 Escribe el símbolo, número de grupo y distribución electrónica por niveles energéticos de:

a. nitrógeno **b.** sodio
c. azufre **d.** boro

3.106 Escribe la distribución electrónica por niveles energéticos y el número de grupo de un átomo de los siguientes elementos:

a. carbono **b.** silicio
c. fósforo **d.** argón

3.107 ¿Por qué es la energía de ionización del Ca mayor que la del K, pero menor que la del Mg?

3.108 ¿Por qué es la energía de ionización del Cl menor que la del F, pero mayor que la del S?

3.109 Indica cuál de los elementos Na, P, Cl o F:

a. Es un metal.
b. Tiene mayor radio atómico.
c. Tiene mayor energía de ionización.
d. Pierde más fácilmente un electrón.
e. Está en el grupo 7A (17), periodo 3.

3.110 Indica cuál de los elementos Mg, Ca, Br o K:

a. Es un gas noble.
b. Tiene menor radio atómico.
c. Tiene menor energía de ionización.
d. Necesita más energía para ceder un electrón.
e. Está en el grupo 2A (A), periodo 4.

¡ACEPTA EL RETO!

3.111 Para cada apartado, escribe el símbolo y el nombre de X, así como su número de protones y neutrones. ¿Cuántos isótopos hay y cuáles son?

a. $^{37}_{17}X$ **b.** $^{58}_{28}X$
c. $^{116}_{50}X$ **d.** $^{124}_{50}X$
e. $^{116}_{48}X$

3.112 El hierro tiene cuatro isótopos naturales: $^{54}_{26}Fe$, $^{56}_{26}Fe$, $^{57}_{26}Fe$ y $^{58}_{26}Fe$:

a. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en el $^{56}_{26}Fe$?
b. ¿Cuál de los isótopos es el más abundante?
c. ¿Cuántos neutrones tiene el $^{57}_{26}Fe$?
d. ¿Por qué ninguno de los isótopos tiene la masa de 55,85 u que se da en la tabla periódica?

3.113 Escribe el símbolo del elemento que tiene:
a. el radio atómico más pequeño del grupo 6A
b. el radio atómico más pequeño del periodo 3
c. la energía de ionización más alta del grupo 15
d. la energía de ionización más baja del periodo 3

3.114 Escribe el símbolo del elemento que tiene:
a. el radio atómico más grande del grupo 1A
b. el radio atómico más grande del periodo 4
c. el metal alcalino con mayor energía de ionización
d. la menor energía de ionización del grupo 2

3.115 Un átomo de plomo tiene una masa de $3,4 \times 10^{-22}$ g. ¿Cuántos átomos hay en un cubo de plomo con un volumen de 2,00 cm^3, considerando que la densidad del plomo es de 11,3 g/cm^3?

3.116 Si el diámetro de un átomo de sodio es de $3,14 \times 10^{-8}$ cm, ¿cuántos átomos de sodio habrá en una línea de 1 pulgada de longitud?

3.117 El galio tiene dos isótopos naturales: $^{69}_{31}Ga$, en un 60,10% (68,926 u) y $^{71}_{31}Ga$, en un 39,90% (70,925 u). ¿Cuál es la masa atómica del galio?

3.118 El cobre tiene dos isótopos naturales: $^{63}_{29}Cu$, en un 69,15% (62,930 u) y $^{65}_{29}Cu$, en un 30,85% (64,928 u). ¿Cuál es la masa atómica del cobre?

RESPUESTAS

Respuestas de *¡Ahora tú!*

3.1 Se trata de una mezcla heterogénea porque no tiene una composición uniforme.

3.2 Si, S y Ag.

3.3 Magnesio, aluminio y flúor.

3.4 **a.** fósforo, P **b.** neón, Ne **c.** silicio, Si

3.5 Falso, el núcleo ocupa muy poco volumen en el átomo.

3.6 **a.** 26 **b.** 26 **c.** hierro, Fe

3.7 45 neutrones.

3.8 **a.** $^{15}_{7}N$ **b.** $^{40}_{20}Ca$ **c.** $^{27}_{13}Al$

3.9 Hay más átomos de ^{63}Cu, porque la masa atómica (63,55) está más próxima a la del ^{63}Cu que a la del ^{65}Cu.

3.10 Magnesio.

3.11 5A (15), fósforo.

3.12 ·P·

3.13 La energía de ionización aumenta al avanzar en un periodo: el Sr tiene la menor energía de ionización, seguido del Sn, y el I es el que tiene la mayor energía de ionización.

Respuestas de los *Ejercicios y problemas* seleccionados

3.1 **a.** Compuesto; combinación de elementos de proporción determinada.
b. Elemento; un tipo de sustancia que aparece en el listado de elementos.
c. Compuesto; combinación de elementos de proporción determinada.
d. Elemento; un tipo de sustancia que aparece en el listado de elementos.

3.3 **a.** homogénea, composición uniforme
b. heterogénea, composición variable
c. heterogénea, composición variable
d. homogénea, composición uniforme

3.5 **a.** Mezcla; heterogénea de composición variable.
b. Sustancia pura; elemento que aparece en el listado correspondiente.
c. Sustancia pura; compuesto con elementos en proporciones definidas.
d. Mezcla; heterogénea de composición variable.

3.7 **a.** Cu **b.** Si **c.** K **d.** N
e. Fe **f.** Ba **g.** Pb **h.** Sr

3.9 **a.** carbono **b.** cloro **c.** yodo
d. mercurio **e.** flúor **f.** argón
g. zinc **h.** níquel

3.11 **a.** sodio, cloro
b. calcio, azufre, oxígeno
c. carbono, hidrógeno, cloro, nitrógeno, oxígeno
d. calcio, carbono, oxígeno

3.13 **a.** periodo 2 **b.** grupo 8A (18)
c. grupo 1A(1) **d.** periodo 2

3.15 **a.** metal alcalinotérreo
b. elemento de transición
c. gas noble
d. metal alcalino
e. halógeno

3.17 **a.** C **b.** He **c.** Na **d.** Ca **e.** Al

3.19 **a.** metal **b.** no metal
c. metal **d.** no metal
e. no metal **f.** no metal
g. metaloide **h.** metal

3.21 **a.** electrón **b.** protón
c. electrón **d.** neutrón

3.23 Rutherford determinó que el átomo contiene un núcleo pequeño, compacto y cargado positivamente.

3.25 **a.** verdadero **b.** verdadero
c. verdadero **d.** falso, protones y electrones se atraen.

3.27 Durante el cepillado, el pelo se carga con cargas del mismo signo que se repelen.

3.29 **a.** número atómico **b.** ambos
c. número másico **d.** número atómico

3.31 **a.** litio, Li **b.** flúor, F
c. calcio, Ca **d.** zinc, Zn
e. neón, Ne **f.** silicio, Si
g. yodo, I **h.** oxígeno, O

3.33 **a.** 12 **b.** 30 **c.** 53 **d.** 19

3.35 *Véase la tabla 3.16.*

TABLA 3.16

Nombre del elemento	Símbolo	Número atómico	Número másico	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
Aluminio	Al	13	27	13	14	13
Magnesio	Mg	12	24	12	12	12
Potasio	K	19	39	19	20	19
Azufre	S	16	31	16	15	16
Hierro	Fe	26	56	26	30	26

3.37 **a.** 13 protones, 14 neutrones, 13 electrones
b. 24 protones, 28 neutrones, 24 electrones
c. 16 protones, 18 neutrones, 16 electrones
d. 26 protones, 30 neutrones, 26 electrones

3.39 **a.** $^{31}_{15}P$ **b.** $^{80}_{35}Br$ **c.** $^{27}_{13}Al$
d. $^{35}_{17}Cl$ **e.** $^{202}_{80}Hg$

3.41 **a.** $^{32}_{16}S$ $^{33}_{16}S$ $^{34}_{16}S$ $^{36}_{16}S$
b. Todos tienen el mismo número de protones y electrones.
c. Tienen diferente número de neutrones, lo que hace que tengan diferente número másico.
d. La masa atómica que se da para el S en la tabla periódica, es la masa atómica promedio de todos los isótopos.
e. Con una masa atómica de 32,07, lo más probable es que el isótopo $^{32}_{16}S$ sea el más abundante.

3.43 La energía de los electrones es una cantidad específica para cada nivel de energía. Los electrones no pueden tener energías comprendidas entre dos niveles energéticos.

3.45 **a.** 8 **b.** 5 **c.** 8 **d.** 0 **e.** 8

3.47 **a.** 2, 4 **b.** 2, 8, 8 **c.** 2, 8, 6
d. 2, 8, 4 **e.** 2, 8, 3 **f.** 2, 5

3.49 **a.** Li **b.** Mg **c.** H **d.** Cl **e.** O

3.51 absorbe

3.53 **a.** B 2, 3; Al 2, 8, 3
b. 3
c. grupo 3A (13)

3.55 **a.** $2e^-$, grupo 2A (2)
b. $7e^-$, grupo 7A (17)
c. $6e^-$, grupo 6A (16)
d. $5e^-$, grupo 2A (2)
e. $2e^-$, grupo 2A (2)
f. $7e^-$, grupo 7A (17)

3.57 Ambos tienen dos electrones en su nivel energético más externo.

3.59 **a.** grupo 6A (16) ·S·
b. grupo 5A (15) ·N·
c. grupo 2A (2) ·Ca·
d. grupo 1A (1) Na·
e. grupo 1A (1) K·

3.61 **a.** M· **b.** ·M·

3.63 Todos pertenecen al grupo 1A, cada uno tiene un electrón de valencia.

3.65 **a.** Mg, Al, Si **b.** I, Br, Cl **c.** Sr, Sb, I

3.67 **a.** Na **b.** Rb **c.** Na

3.69 **a.** Br, Cl, F **b.** Na, Al, Cl **c.** Cs, K, Na

3.71 **a.** Br **b.** Mg **c.** P

3.73 **a.** compuesto **b.** mezcla **c.** elemento

3.75 Los diagramas **b** y **c** ilustran mezclas heterogéneas, la muestra no tiene composición uniforme.

3.77 **a.** falso **b.** verdadero **c.** verdadero **d.** falso

3.79 **a.** 1 + 2 **b.** 1 **c.** 1 **d.** 3 **e.** 2

3.81 **a.** $^{16}_{8}X$, $^{17}_{8}X$ y $^{18}_{8}X$ tienen todos 8 protones.
b. $^{16}_{8}X$, $^{17}_{8}X$ y $^{18}_{8}X$ son todos isótopos de O.
c. $^{16}_{8}X$ y $^{16}_{9}X$ tienen número másico 16, mientras que $^{18}_{10}X$ y $^{18}_{8}X$ tienen un número másico de 18.
d. Tanto $^{16}_{8}X$ como $^{18}_{10}X$ tienen 8 neutrones.

3.83 **a.** K, Mg **b.** Si **c.** K **d.** Ar **e.** S

3.85 **a.** elemento **b.** compuesto **c.** mezcla
d. elemento **e.** mezcla

3.87 **a.** Mg, magnesio **b.** Br, bromo
c. Al, aluminio **d.** O, oxígeno

3.89 **a.** halógenos **b.** gases nobles
c. metales alcalinos **d.** metales alcalinotérreos

3.91 **a.** falso **b.** falso **c.** verdadero
d. falso **e.** verdadero

3.93 **a.** protones **b.** protones **c.** metales alcalinos

3.95 **a.** litio, Li **b.** flúor, F
c. calcio, Ca **d.** arsénico, As
e. estaño, Sn **f.** cesio, Cs
g. oro, Au **h.** oxígeno, O

3.97 **a.** 13 protones, 14 neutrones, 13 electrones
b. 24 protones, 28 neutrones, 24 electrones
c. 16 protones, 18 neutrones, 16 electrones
d. 26 protones, 30 neutrones, 26 electrones
e. 54 protones, 82 neutrones, 54 electrones

3.99

Nombre	Símbolo atómico	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
Azufre	$^{34}_{16}S$	16	18	16
Zinc	$^{70}_{30}Zn$	30	40	30
Magnesio	$^{26}_{12}Mg$	12	14	12
Radón	$^{220}_{86}Rn$	86	134	86

3.101 **a.** $^{9}_{4}Be$ **b.** $^{26}_{12}Mg$ **c.** $^{48}_{20}Ca$ **d.** $^{70}_{30}Zn$ **e.** $^{63}_{29}Cu$

3.103 **a.** 82 protones, 126 neutrones, 82 electrones
b. $^{214}_{82}Pb$
c. $^{214}_{83}Bi$

3.105 **a.** N; grupo 5A (15); 2,5
b. Na; grupo 1A (1); 2, 8, 1
c. S; grupo 6A (16); 2, 8, 6
d. B, grupo 3A (13); 2, 3

3.107 El Ca tiene un mayor número de protones que el K. A medida que aumenta la carga positiva, aumenta la atracción por los electrones, lo que significa que se requiere más energía para arrancar los electrones de valencia. Los electrones de valencia están más alejados del núcleo en el Ca que en el Mg, y se necesita menos energía para arrancarlos.

3.109 **a.** Na **b.** Na **c.** F **d.** Na **e.** Cl

3.111 **a.** Cl, cloro, 17 protones y 20 neutrones
b. Fe, hierro, 26 protones y 30 neutrones
c. Sn, estaño, 50 protones y 66 neutrones
d. Sn, estaño, 50 protones y 74 neutrones
e. Cd, cadmio, 48 protones y 68 neutrones
f. c y d son ambos isótopos de estaño (Sn)

3.113 **a.** O **b.** Ar **c.** N **d.** Na

3.115 $6{,}6 \times 10^{22}$ átomos

3.117 69,72 u

4 Los compuestos químicos y sus enlaces

Según la doctora Pam Alston, dentista en una clínica privada «se puede prevenir la formación de la caries en los niños aplicando a sus dientes un delgado recubrimiento plástico llamado sellador. Primero, buscamos los dientes que tienen estrías o agujeros profundos donde pueda quedar atrapada la comida, los limpiamos y les aplicamos una sustancia que ayude al sellador a unirse al diente. Después, aplicamos el sellador líquido, que rellena las estrías y agujeros, y solidificamos el recubrimiento con luz ultravioleta».

El empleo de compuestos fluorados en la pasta de dientes, como el SnF_2, o el NaF en el agua o en enjuagues bucales, ha reducido enormemente la pérdida prematura de dientes. El ión fluoruro reemplaza al ión hidróxido para formar $Ca_{10}(PO_4)_6F_2$, que endurece el esmalte y lo hace menos susceptible de ser atacado. Otros compuestos químicos frecuentemente utilizados por los dentistas son el anestésico conocido como gas de la risa (N_2O) y el analgésico Novocaína ($C_{13}H_{20}N_2O_2$).

EN ESTA UNIDAD...

4.1 La regla del octeto y los iones

4.2 Compuestos iónicos

4.3 Nomenclatura y formulación de compuestos iónicos

4.4 Iones poliatómicos

4.5 Compuestos covalentes

4.6 Electronegatividad y polaridad de enlaces

4.7 Geometría y polaridad de las moléculas

4.8 Fuerzas de atracción intermoleculares

the Chemistry place

Visita **www.chemplace.com** y encontrarás cuestiones adicionales, tutoriales interactivos, información profesional, diapositivas en PowerPoint para repasar el capítulo, ayuda para resolver las operaciones matemáticas y casos prácticos.

En la naturaleza, los átomos de la mayoría de los elementos del sistema periódico se encuentran combinados con otros átomos. Solo los átomos de los gases nobles —He, Ne, Ar, Kr, Xn y Rn— no se combinan con otros átomos en la naturaleza. Como se explicó en el capítulo 3, un compuesto es una sustancia pura formada por 2 o más elementos y con una composición definida. En un compuesto iónico típico se transfieren uno o más electrones desde átomos metálicos a átomos no metálicos, y la atracción resultante se denomina enlace iónico.

Todos los días utilizamos numerosos compuestos iónicos. Cuando cocinamos empleamos compuestos iónicos como la sal (NaCl) o la levadura química ($NaHCO_3$). Empleamos las sales de epsomita ($MgSO_4$) para aliviar los pies doloridos, y tomamos la leche de magnesia ($Mg(OH)_2$) o el carbonato cálcico ($CaCO_3$) para aliviar las molestias estomacales. En los suplementos minerales, el hierro está presente como sulfato de hierro(II), $FeSO_4$. Algunos protectores solares contienen óxido de zinc (ZnO), y el fluoruro de estaño(II), SnF_2 en el dentífrico proporciona a los dientes el flúor necesario para prevenir la caries.

La belleza de las gemas proviene de las distintas estructuras de los cristales iónicos: los zafiros y los rubíes, por ejemplo, están formados por óxido de aluminio (Al_2O_3). Las impurezas de cromo proporcionan a los rubíes su color rojo, mientras que las de hierro y titanio hacen azules a los zafiros.

En los compuestos de los elementos no metálicos, cuando los átomos enlazados comparten uno o más electrones de valencia, se establece el enlace covalente. Existen muchos más compuestos covalentes que iónicos, y muchos compuestos covalentes sencillos están presentes en nuestra vida cotidiana. Por ejemplo, el agua (H_2O), el oxígeno (O_2) y el dióxido de carbono (CO_2) son compuestos covalentes.

Los compuestos covalentes están formados por moléculas, que son grupos pequeños de átomos. Una molécula de agua (H_2O) consta de 2 átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Cuando bebemos un té helado, a menudo le añadimos moléculas de azúcar (sacarosa), que es un compuesto covalente ($C_{12}H_{22}O_{11}$). Otros compuestos covalentes son el propano (C_3H_8), el alcohol (C_2H_6O), el antibiótico amoxicilina ($C_{16}H_{19}N_3O_5S$) o el antidepresivo Prozac ($C_{17}H_{18}F_3NO$).

4.1 LA REGLA DEL OCTETO Y LOS IONES

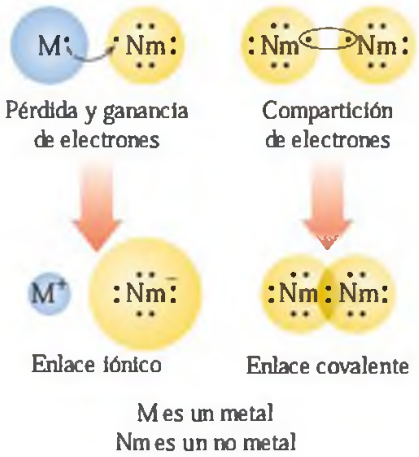
EL OBJETIVO ES...

escribir los símbolos de los iones sencillos de los elementos más comunes usando la regla del octeto.

La mayoría de los elementos del sistema periódico se combinan para formar compuestos. Sin embargo, los gases nobles son tan estables que solo forman compuestos en condiciones extremas. Una explicación de la elevada estabilidad de los gases nobles es que tienen un grupo de 8 electrones, llamado **octeto**, en la capa de valencia (excepto en el caso del helio, que es estable con los 2 electrones que ocupan su primer nivel energético).

Los compuestos son el resultado de la formación de enlaces químicos entre 2 o más elementos diferentes. Los enlaces iónicos se establecen cuando los átomos de uno de los elementos que forman el compuesto pierden electrones de valencia y los átomos del otro ganan electrones de valencia. Por lo general, los compuestos iónicos están formados por un elemento metálico y uno no metálico; por ejemplo, el compuesto iónico NaCl está formado por átomos de cloro y de sodio. Por otra parte, los átomos de los no metales frecuentemente comparten electrones de valencia para formar compuestos covalentes; por ejemplo, átomos de cloro y de nitrógeno comparten electrones para formar el compuesto covalente NCl_3.

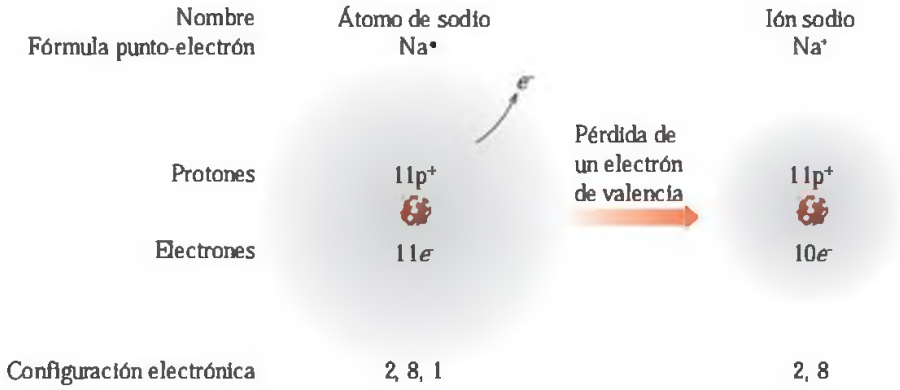
Tanto en la formación de enlaces covalentes como en la de iónicos, los átomos pierden, ganan o comparten electrones para formar un octeto en su capa de valencia. Esta tendencia



de los átomos a adquirir una configuración electrónica como la de un gas noble se conoce como **regla del octeto,** y es una de las claves para entender las distintas formas de enlazarse que tienen los átomos para formar compuestos.

Iones positivos

En el enlace iónico, los electrones de valencia de un metal se transfieren a un átomo no metálico. Debido a las bajas energías de ionización de los elementos de los grupos 1A (1), 2A (2) y 3A (3), los átomos metálicos pierden fácilmente sus electrones de valencia, lo que posibilita su transferencia a átomos no metálicos. Estos elementos adquieren así la configuración electrónica de un gas noble —generalmente 8 electrones— y forman iones con cargas positivas. Por ejemplo, cuando un átomo de sodio pierde su único electrón de valencia, adquiere la configuración electrónica del gas noble neón. Al perder un electrón, el sodio tiene 10 electrones en lugar de 11, y como en el núcleo sigue habiendo 11 protones, este átomo deja de ser neutro: se ha convertido en un ión sodio y presenta carga eléctrica —llamada en este caso **carga iónica**— de 1+. En el símbolo químico del ión sodio, la carga iónica se escribe en la esquina superior derecha, quedando representado como Na^+.

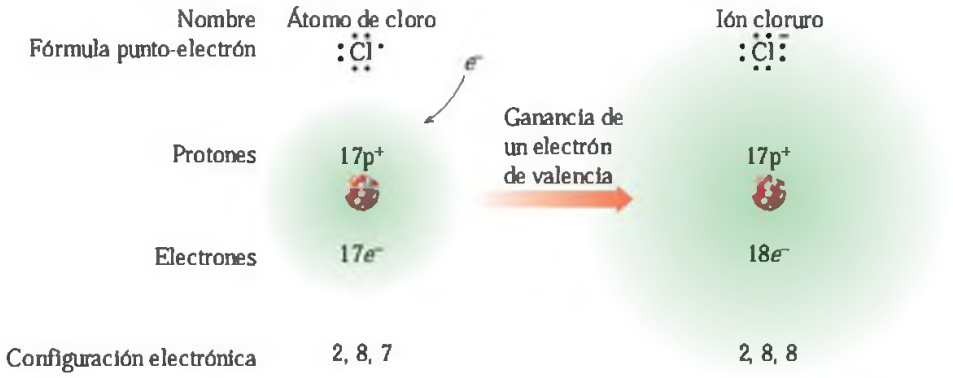


En los compuestos iónicos, los metales pierden electrones de valencia y forman iones cargados positivamente, que también se llaman **cationes.** El magnesio, un metal del grupo 2A (2), adquiere la configuración electrónica de tipo gas noble, como el neón, al perder 2 electrones de valencia, formando un ión positivo con una carga iónica de 2+. Los iones metálicos se nombran con el nombre de su elemento. Así, el Mg^{2+} se nombra como *ión magnesio.*

Iones negativos

Los no metales forman iones negativos al ganar electrones de valencia para completar su octeto. Por ejemplo, un átomo de cloro, con 7 electrones de valencia, gana un electrón para completar su octeto y adquirir así la configuración electrónica del gas noble argón. Al ganar un electrón, el

átomo de cloro se convierte en una especie llamada ión cloruro (Cl^-), que tiene una carga de 1–. Los iones con carga negativa se denominan **aniones**. Para nombrar los aniones se emplea la terminación *uro*, que reemplaza la última sílaba o vocal del nombre del elemento correspondiente.



EJERCICIO RESUELTO 4.1

Cálculo de la carga iónica

Escribe el nombre y el símbolo de los iones descritos a continuación:

a. Un átomo de calcio que pierde 2 electrones.
b. Un ión que tiene 7 protones y 10 electrones.
c. Un átomo con número atómico 13 que pierde 3 electrones.

SOLUCIÓN

a. Un átomo de calcio, con número atómico 20, tiene 20 protones y 20 electrones, por lo que la pérdida de 2 electrones genera un ión calcio con 18 electrones. La suma de 20+ y 18– = 2+, lo que significa que es el ión Ca^{2+}.
b. Un átomo de nitrógeno tiene 7 protones y 7 electrones. El átomo de nitrógeno gana 3 electrones para completar su octeto. La suma de 7+ y 10– = 3–, lo que significa que es el ión nitruro N^{3-}.
c. Un átomo de aluminio, con número atómico 13, tiene 13 protones y 13 electrones. La pérdida de 3 electrones genera un ión aluminio con 10 electrones. La suma 13+ y 10– = 3+, lo que significa que es el ión Al^{3+}.

¡AHORA TÚ!

¿Cuántos protones y electrones tiene el ión bromuro, Br^-?

Carga iónica y grupos del sistema periódico

Los números de los distintos grupos del sistema periódico se pueden utilizar para determinar las cargas iónicas de la mayoría de los iones comunes. Ya hemos visto que los metales pierden electrones para formar iones positivos. Los elementos de los grupos 1A (1), 2A (2) y 3A (13) pierden 1, 2 y 3 electrones respectivamente. Mientras que los metales del grupo 1A (1) forman iones monopositivos (con una única carga positiva, 1+), los metales del grupo 2A forman iones con 2 cargas positivas (2+, dipositivos), y los metales del grupo 3A (13) forman iones con 3 cargas positivas (3+).

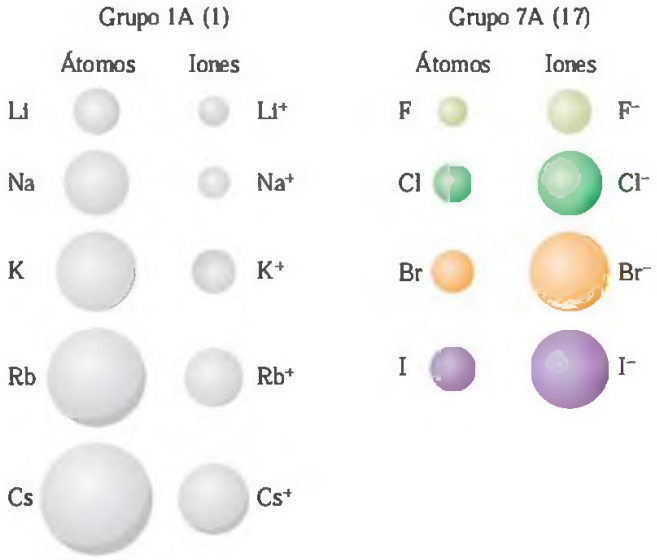
Por su parte, los no metales de los grupos 5A (15), 6A (16) y 7A (17) forman iones negativos. Los elementos del grupo 5A (15) forman iones con 3 cargas negativas (3–), los del grupo 6A (16) forman iones con 2 cargas negativas (2–) y los del grupo 7A (17) forman iones con una carga negativa (1–). Los elementos no metálicos del grupo 4A (14) generalmente no forman iones. La tabla 4.1 recoge las cargas iónicas de algunos de los iones más habituales.

TABLA 4.1 Los iones positivos y negativos tienen la configuración electrónica del gas noble más cercano en el sistema periódico

		Metales: pérdida de electrones de valencia			No metales: ganancia de electrones de valencia				
Gases nobles	Configuración electrónica	1A (1)	2A (2)	3A (13)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	Configuración electrónica	Gases nobles
He	←	Li^+							
Ne	←	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	N^{3-}	O^{2-}	F^-	→	Ne
Ar	←	K^+	Ca^{2+}		P^{3-}	S^{2-}	Cl^-	→	Ar
Kr	←	Rb^+	Sr^{2+}				Br^-	→	Kr
Xe	←	Cs^+	Ba^{2+}				I^-	→	Xe

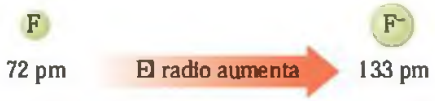
Tamaño de los átomos e iones

Se ha observado que los iones de los átomos metálicos son más pequeños que los mismos átomos en estado neutro, mientras que con los elementos metálicos sucede lo contrario: sus iones son mayores que los átomos en estado neutro.



Si analizamos los tamaños relativos de los iones positivos en el grupo 1A (1), veremos que son aproximadamente la mitad de los átomos neutros. Esto se debe a que los átomos de este grupo, al formar sus correspondientes iones, pierden todos sus electrones de valencia, que ocupan el nivel energético más externo. Por ejemplo: el átomo de sodio tiene un electrón en el tercer nivel energético; cuando este se pierde y se forma el ión sodio, el segundo nivel energético —que tiene un octeto completo— pasa a ser el más externo.

Por el contrario, el tamaño de los átomos no metálicos se incrementa al formar sus correspondientes iones, porque ganan electrones en su nivel energético más externo. Por ejemplo, en el caso del ión fluoruro el átomo de flúor debe añadir un electrón de valencia a su segundo nivel energético para formar el ión, lo que incrementa la repulsión entre sus electrones y hace que el tamaño aumente.



EJERCICIO RESUELTO 4.2

Formulación de iones

Piensa en los elementos aluminio y oxígeno:

a. Clasifica cada uno como metal o no metal.
b. Determina el número de electrones de valencia de cada elemento.
c. Determina el número de electrones que se deben perder o ganar en cada caso para completar un octeto.
d. Escribe el símbolo de los iones resultantes, incluyendo sus cargas iónicas.

SOLUCIÓN

	Aluminio	Oxígeno
a.	metal	no metal
b.	3 electrones de valencia	6 electrones de valencia
c.	pierde $3e^-$	gana $2e^-$
d.	Al^{3+}	O^{2-}

¡AHORA TÚ!

¿Cuáles son los símbolos de los iones a los que dan lugar el potasio y el azufre?

Química y salud

Algunas aplicaciones de los gases nobles

Los gases nobles se utilizan en situaciones en que se requiere una sustancia inerte. Por ejemplo, para respirar bajo el agua, los buceadores generalmente utilizan una mezcla a presión de nitrógeno y oxígeno gaseosos; sin embargo, si esta mezcla de gases se utiliza a grandes profundidades —donde la presión es elevada—, el nitrógeno es absorbido por la sangre, lo que puede causar desorientación. Para evitar este problema se suele emplear una mezcla de oxígeno y helio: el buceador obtiene el oxígeno que necesita para respirar, pero el helio, muy inerte, no se disuelve en la sangre, y por lo tanto no causa desorientación. En cambio, la menor densidad del helio altera el modo de vibrar las cuerdas vocales, y la voz del buceador suena como la del Pato Donald.

El helio también se utiliza para inflar globos aerostáticos. Los primeros dirigibles se inflaban con hidrógeno, un gas muy ligero, pero cuando estas aeronaves entraban en contacto con cualquier chispa o fuente de calor, explotaban violentamente, debido a la enorme reactividad del hidrógeno con el oxígeno del aire. Por eso actualmente se emplea helio para llenarlos, ya que su nula reactividad elimina todo riesgo de explosión.

Por lo general, también las bombillas contienen un gas noble, como el neón o el argón. Así, aunque el filamento incandescente que emite la luz esté muy caliente, los gases nobles que lo rodean no reaccionan con él, mientras que si el filamento estuviera en contacto con el aire, los elementos que lo forman tardarían poco tiempo en arder.

Química y salud

Algunos iones importantes del cuerpo

Los fluidos corporales tienen un buen número de iones que desempeñan importantes funciones fisiológicas y metabólicas. Algunos de ellos se recogen en la tabla 4.2.

TABLA 4.2 Iones más importantes presentes en el cuerpo

Ión	Localización	Función	Fuente	Efectos que produce su falta	Efectos que produce su exceso
Na^+	Catión principal fuera del medio celular	Regulación y control de los fluidos corporales	Sal, queso, encurtidos	Hiponatremia, ansiedad, diarrea, fallo circulatorio, reducción de fluidos corporales	Hipernatremia, reducción del volumen de orina, sed, edema
K^+	Catión principal dentro del medio celular	Regulación de los fluidos corporales y funciones celulares	Plátanos, zumo de naranja, leche, ciruelas, patatas	Hipocalemia, (hipopotasemia), letargo, debilidad muscular, fallo de los impulsos neurológicos	Hipercalemia, (hiperpotasemia), irritabilidad, náuseas, reducción del volumen de orina, paro cardiaco
Ca^{2+}	Catión externo a las células; el 90% del calcio del cuerpo está presente en el hueso como $Ca_3(PO_4)_2$ o $CaCO_3$	Principal catión en el hueso, relajante muscular	Leche, yogur, queso, vegetales verdes	Hipocalcemia, hormigueo en la punta de los dedos, calambres musculares, osteoporosis	Hipercalcemia, relajación muscular, piedras en el riñón, daño en los huesos
Mg^{2+}	Catión externo a las células; el 70% del magnesio del cuerpo forma parte de la estructura de los huesos	Elemento esencial en ciertas enzimas, en los músculos y para el control nervioso	Ampliamente distribuido (forma parte de la clorofila de todas las plantas verdes), nueces, cereales integrales	Desorientación, hipertensión, temblores, pulso bajo	Somnolencia
Cl^-	Anión principal fuera del medio celular	Jugos gástricos, regulación de fluidos corporales	Sal	Las mismas que el Na^+	Las mismas que el Na^+

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Regla del octeto e iones

41 Determina el número de electrones que deben perder los átomos de los siguientes elementos para alcanzar una configuración electrónica de tipo gas noble:
a. Li **b.** Mg **c.** Al **d.** Cs **e.** Ba

42 Determina el número de electrones que deben ganar los átomos de los siguientes elementos para alcanzar una configuración electrónica de tipo gas noble:
a. Cl **b.** O **c.** N **d.** I **e.** P

43 Escribe el símbolo de los iones que tienen los siguientes números de protones y de electrones:
a. 3 protones, 2 electrones **b.** 9 protones, 10 electrones
c. 12 protones, 10 electrones **d.** 26 protones, 23 electrones
e. 30 protones, 28 electrones

44 ¿Cuántos protones y electrones hay en los siguientes iones?
a. O^{2-} **b.** K^+ **c.** Br^- **d.** S^{2-} **e.** Sr^{2+}

45 Escribe el símbolo de los iones de los siguientes elementos:
a. cloro **b.** potasio
c. oxígeno **d.** aluminio

46 Escribe el símbolo de los iones de los siguientes elementos:
a. flúor **b.** calcio
c. sodio **d.** litio

47 Indica el componente de mayor tamaño en las siguientes parejas:
a. K o K^+ **b.** Cl o Cl^-
c. Ca o Ca^{2+} **d.** Li^+ o K^+

48 Indica el componente de menor tamaño en las siguientes parejas:
a. S o S^{2-} **b.** Al o Al^{3+}
c. F^- o Cl^- **d.** I o I^-

4.2 COMPUESTOS IÓNICOS

EL OBJETIVO ES...

escribir correctamente la fórmula de un compuesto iónico teniendo en cuenta el equilibrio de cargas.

Los compuestos iónicos están formados por iones positivos y negativos que se mantienen unidos entre sí gracias a las intensas fuerzas atractivas que se establecen entre iones con cargas opuestas. Estas interacciones constituyen el denominado enlace iónico.

Propiedades de los compuestos iónicos

Las propiedades físicas y químicas de un compuesto iónico, como por ejemplo el NaCl, son muy diferentes de las de los elementos originales que lo constituyen. Tenemos por un lado el sodio, un metal blando y brillante, y por otro el cloro, un gas venenoso de color amarillo verdoso; sin embargo, como iones positivos y negativos unidos forman la sal de mesa, NaCl, una sustancia blanca y cristalina que forma parte de nuestra dieta. En los compuestos iónicos la atracción entre los iones es muy intensa, y por tanto, sus puntos de fusión son muy elevados, frecuentemente mayores de 500 °C. Por ejemplo, el punto de fusión del NaCl es de 801 °C. Por lo tanto, a temperatura ambiente los compuestos iónicos son sólidos.

La estructura de un sólido iónico depende de la disposición de sus iones en el espacio. En un cristal de NaCl, que tiene forma de cubo, los iones Cl^- (en verde, figura 4.1), más grandes, están dispuestos los unos próximos a los otros, formando una estructura de celdilla, y los iones Na^+ (gris), más pequeños, se colocan ocupando los huecos que quedan entre los iones Cl^-.

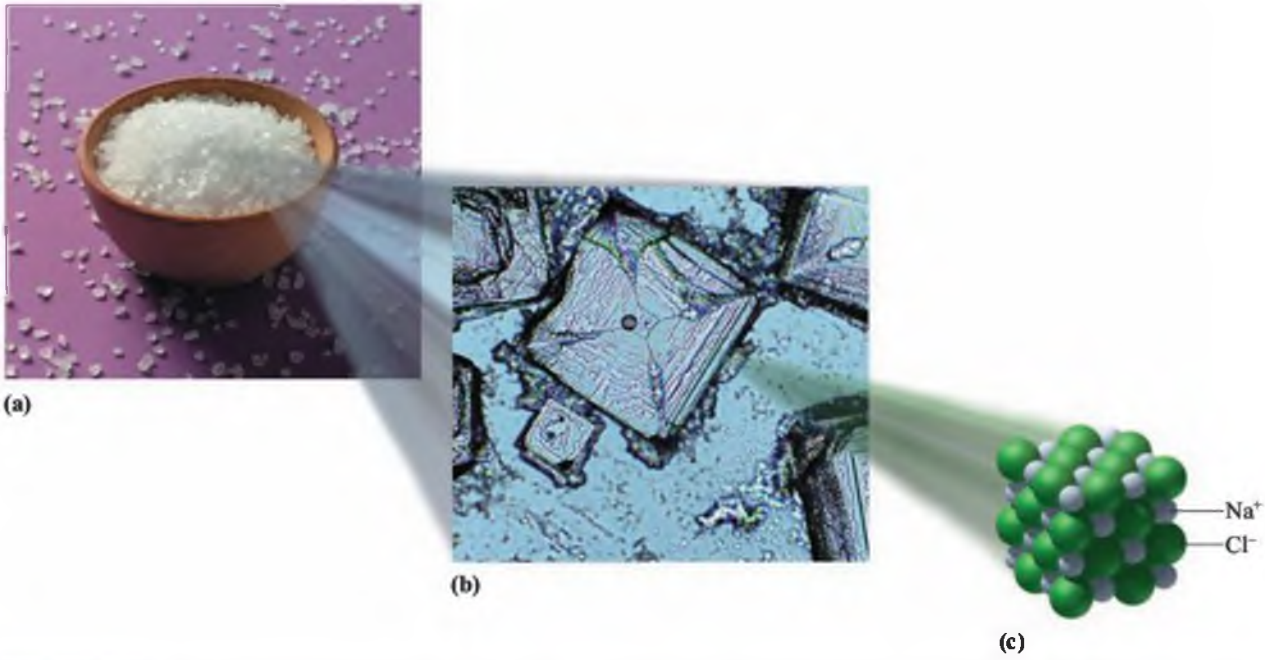
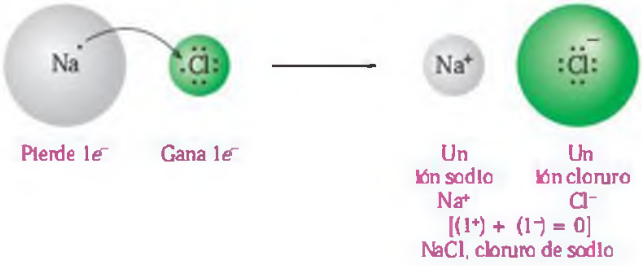


FIGURA 4.1 **(a)** Los elementos sodio y cloro reaccionan para formar el compuesto iónico cloruro de sodio, la sal de mesa. **(b)** Cristales de NaCl aumentados. **(c)** Representación de la disposición de iones Na^+ y Cl^- en un cristal de NaCl.
P ¿Qué tipo de enlace existe entre los iones Na^+ y Cl^- de la sal?

Equilibrio de cargas en compuestos iónicos

La **fórmula** de un compuesto iónico indica el número y tipo de iones que lo constituyen. La suma de las cargas iónicas en la fórmula siempre es cero, lo que significa que la carga positiva total es igual a la carga negativa total. Por ejemplo, la fórmula NaCl indica que en el compuesto hay un ión sodio, Na^+, por cada ión cloruro, Cl^-. Las cargas iónicas de los respectivos iones no aparecen en la fórmula del compuesto iónico.

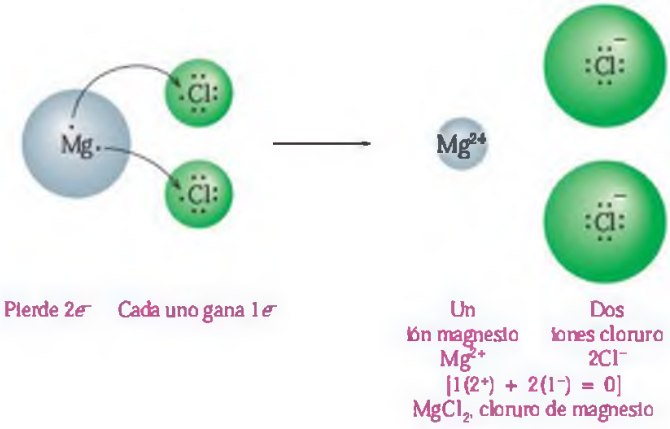


Fisioterapeuta

Según el fisioterapeuta Vincent Leddy «los fisioterapeutas necesitan conocer cómo funciona el cuerpo, los músculos y las articulaciones para darse cuenta de si algo no funciona o si es necesario fortalecer alguna parte del cuerpo. Para nosotros, la química es muy importante, ya que nos ayuda a comprender la fisiología del cuerpo y el efecto que ciertos cambios químicos producen en el movimiento. Me decidí a estudiar fisioterapia porque me gusta enseñar a moverse a los niños; llevo a Maggie en su silla de ruedas, pero la dejo moverse por sí misma todo lo que ella pueda. La ayudo proporcionándole un apoyo sólido y la confianza de que estará sujeta y no se caerá. Trabajo para conseguir que Maggie logre mover todo su cuerpo, al mismo tiempo que un terapeuta ocupacional desarrolla sus habilidades motoras más finas para que pueda llegar a apretar botones o a coger objetos. La combinación de ambas, la fisioterapia y la terapia ocupacional, permite mejorar las capacidades de los niños».

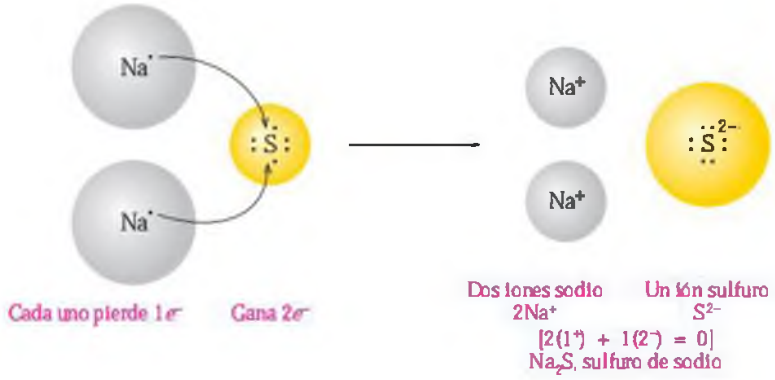
Subíndices en fórmulas

Pensemos en un compuesto formado por magnesio y por cloro: para completar su octeto, el átomo de Mg pierde sus 2 electrones de valencia, formando un ión Mg^{2+}. Por su parte, cada átomo de Cl gana un electrón para formar un ión Cl^-, en el cual se ha completado la capa de valencia. En este ejemplo se necesitan 2 iones Cl^- para equilibrar la carga positiva del ión Mg^{2+}, lo que da lugar a la correspondiente fórmula del cloruro de magnesio, $MgCl_2$, en la cual el subíndice 2 indica que se necesitan 2 iones Cl^- para que se equilibren las cargas.



Formulación de compuestos iónicos a partir de las cargas iónicas

En la fórmula de un compuesto iónico, los subíndices representan el número de iones positivos y negativos que se necesitan para proporcionar una carga global cero, pero también se puede escribir la fórmula directamente si se conocen las cargas de los iones positivos y negativos. Como ejemplo, vamos a escribir la fórmula de un compuesto iónico que contenga iones Na^+ y S^{2-}: para equilibrar la carga iónica del ión S^{2-} necesitamos utilizar 2 iones Na^+, lo que da lugar a la fórmula Na_2S, con una carga global cero. En la fórmula de un compuesto iónico los cationes se colocan primero y los aniones después, y los subíndices se emplean para indicar el número de cada uno de ellos.



EJERCICIO RESUELTO 4.3

Formulación de compuestos iónicos a partir de las cargas iónicas

Determina las cargas iónicas y escribe la fórmula del compuesto iónico que se forma cuando reaccionan el potasio y el nitrógeno.

SOLUCIÓN

El potasio, del grupo 1A (1), forma K^+; el nitrógeno, del grupo 5A (15), forma N^{3-}. Las 3 cargas negativas del N^{3-} deben equilibrarse con 3 iones K^+. Colocando el ión positivo delante, se obtiene la correspondiente fórmula, K_3N.

¡AHORA TÚ!

Determina las cargas iónicas y escribe la fórmula del compuesto iónico que se forma cuando reaccionan el calcio y el oxígeno.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Compuestos iónicos

49 ¿Cuáles de los siguientes elementos forman compuestos iónicos al reaccionar entre sí?
- **a.** litio y cloro
- **b.** oxígeno y cloro
- **c.** potasio y oxígeno
- **d.** sodio y neón
- **e.** sodio y magnesio

410 ¿Cuáles de los siguientes elementos forman compuestos iónicos al reaccionar entre sí?
- **a.** helio y oxígeno
- **b.** magnesio y cloro
- **c.** cloro y bromo
- **d.** potasio y azufre
- **e.** sodio y potasio

411 Escribe la fórmula de los compuestos formados por los siguientes iones:
- **a.** Na^+ y O^{2-}
- **b.** Al^{3+} y Br^-
- **c.** Ba^{2+} y O^{2-}
- **d.** Mg^{2+} y Cl^-
- **e.** Al^{3+} y S^{2-}

412 Escribe la fórmula de los compuestos formados por los siguientes iones:
- **a.** Al^{3+} y Cl^-
- **b.** Ca^{2+} y S^{2-}
- **c.** Li^+ y S^{2-}
- **d.** K^+ y N^{3-}
- **e.** K^+ y I^-

413 Determina los correspondientes iones y escribe la fórmula de los compuestos formados por los siguientes metales y no metales:
- **a.** sodio y azufre
- **b.** potasio y nitrógeno
- **c.** aluminio y yodo
- **d.** litio y oxígeno

414 Determina los correspondientes iones y escribe la fórmula de los compuestos formados por los siguientes metales y no metales:
- **a.** calcio y cloro
- **b.** bario y bromo
- **c.** sodio y fósforo
- **d.** magnesio y oxígeno

EL OBJETIVOS ES...

a partir de la fórmula de un compuesto iónico, escribir su nombre; y a partir del nombre de un compuesto iónico, escribir su fórmula.

4.3 NOMENCLATURA Y FORMULACIÓN DE COMPUESTOS IÓNICOS

Como ya hemos visto en el apartado 4.1, el nombre de un ión metálico es el mismo que el del elemento del que procede. Por otro lado, el nombre de los iones de los elementos no metálicos generalmente se obtiene añadiéndole al nombre del elemento del que procede la terminación *uro*. En la tabla 4.3 se recogen los nombres de algunos iones metálicos y no metálicos habituales.

TABLA 4.3 Fórmula y nombre de algunos iones comunes

Grupo	Fórmula del ión	Nombre del ión	Grupo	Fórmula del ión	Nombre del ión
	Metales			No metales	
1A (1)	Li^+	Litio	5A (15)	N^{3-}	Nitruro
	Na^+	Sodio		P^{3-}	Fosfuro
	K^+	Potasio	6A (16)	O^{2-}	Óxido
2A (2)	Mg^{2+}	Magnesio		S^{2-}	Sulfuro
	Ca^{2+}	Calcio	7A (17)	F^-	Fluoruro
	Ba^{2+}	Bario		Cl^-	Cloruro
3A (3)	Al^{3+}	Aluminio		Br^-	Bromuro
				I^-	Yoduro

Nomenclatura de compuestos iónicos formados por dos elementos

Para nombrar compuestos iónicos formados por 2 elementos distintos, se indica primero el nombre del ión no metálico seguido de la partícula *de*, y después se escribe el nombre del ión metálico. Los subíndices no se nombran, sino que se sobrentienden como la consecuencia del equilibrio de cargas que debe existir en el compuesto (tabla 4.4).

TABLA 4.4 Nombres de algunos compuestos iónicos

Compuesto	Ión metálico	Ión no metálico	Nombre
NaF	Na^+	F^-	
	Sodio	Fluoruro	Fluoruro de sodio
$MgBr_2$	Mg^{2+}	Br^-	
	Magnesio	Bromuro	Bromuro de magnesio
Al_2O_3	Al^{3+}	O^{2-}	
	Aluminio	Óxido	Óxido de aluminio

Guía para la nomenclatura de compuestos iónicos con metales que solo forman un ión

1. Identificar el catión y el anión.
2. Nombrar el anión empleando parte del nombre de su elemento y cambiar la última sílaba por la terminación uro.
3. Nombrar el catión empleando el nombre de su elemento.
4. Nombrar el compuesto escribiendo primero el nombre del anión, seguido por la preposición *de* y, finalmente, el nombre del catión.

EJERCICIO RESUELTO 4.4

Nomenclatura de compuestos iónicos

Escribe el nombre del compuesto iónico Mg_3N_2.

SOLUCIÓN

Paso 1 **Identificar el catión y el anión.** El catión, del grupo 2A (2), es Mg^{2+}, y el anión, del grupo 5A (15), es N^{3-}.

Paso 2 **Indicar el anión con el nombre de su elemento.** El anión N^{3-} se nombra *nitruro*.

Paso 3 **Indicar el catión con el nombre de su elemento.** El catión Mg^{2+} se nombra *magnesio*.

Paso 4 **Escribir primero el nombre del anión y después el del catión, unidos por la preposición de.** El nombre del Mg_3N_2 es *nitruro de magnesio*.

¡AHORA TÚ!

Nombre el compuesto $CaCl_2$.

Metales con carga variable

Es frecuente que los metales de transición formen 2 o más iones positivos, ya que pueden perder tanto los electrones más externos como los situados en otros niveles de menor energía. Por ejemplo, mientras que en algunos compuestos iónicos el hierro está en forma de ión Fe^{2+}, en otros compuestos aparece como Fe^{3+}. El cobre también forma 2 iones distintos: el Cu^{+} está presente en algunos compuestos y el Cu^{2+} en otros. Cuando un metal puede formar 2 o más iones, ya no es posible predecir la carga iónica a partir del grupo del sistema periódico en el que se encuentra; en estos casos se dice que el elemento tiene valencia variable.

Para nombrar los compuestos formados por estos elementos se necesita un sistema de nomenclatura que permita identificar cada uno de los de los posibles cationes que estos elementos pueden formar. Para ello se emplea un número romano que coincide con la carga iónica del catión y que se coloca, entre paréntesis, después del nombre del elemento metálico. Así, en el caso de los cationes del hierro, el Fe^{2+} se nombra como *hierro(II)* y el Fe^{3+} como *hierro(III)*. En la tabla 4.5 aparecen los iones de algunos metales comunes que pueden formar 2 o más iones distintos.

La figura 4.2 muestra algunos iones comunes y su posición en el sistema periódico. Por lo general, los metales de transición forman 2 o más iones, salvo el zinc, el cadmio y la plata, que solo forman uno. Las cargas iónicas de estos 3 elementos son fijas, como sucedía para los elementos metálicos de los grupos 1A (1), 2A (2) y 3A (13), por lo que sus nombres elementales son suficientes para nombrar sus compuestos iónicos.

Para la correcta elección del número romano debemos calcular la carga iónica del metal de transición a partir de la fórmula. Por ejemplo, en la fórmula $CuCl_2$, la carga positiva del ión cobre debe equilibrar la carga negativa de 2 iones cloruro. Al tener cada ión cloruro una carga negativa, debe haber una carga negativa total de 2–, por lo que el equilibrio de esta carga implica una carga 2+ para el cobre. Es decir, se trata de un ión Cu^{2+}.

$CuCl_2$

Carga del Cu + carga Cl^- = 0
(¿?) + 2 (1–) = 0
(2+) + 2– = 0

Para indicar que se trata del ión Cu^{2+}, se coloca un (II) después del nombre del elemento cobre cuando nombramos el compuesto: cloruro de cobre(II).

TABLA 4.5 Algunos metales que forman más de un ión positivo

Elemento	Iones posibles	Nombre del ión
Cromo	Cr^{2+}	Cromo(II)
	Cr^{3+}	Cromo(III)
Cobre	Cu^{+}	Cobre(I)
	Cu^{2+}	Cobre(II)
Oro	Au^{+}	Oro(I)
	Au^{3+}	Oro(III)
Hierro	Fe^{2+}	Hierro(II)
	Fe^{3+}	Hierro(III)
Plomo	Pb^{2+}	Plomo(II)
	Pb^{4+}	Plomo(IV)
Estaño	Sn^{2+}	Estaño(II)
	Sn^{4+}	Estaño(IV)

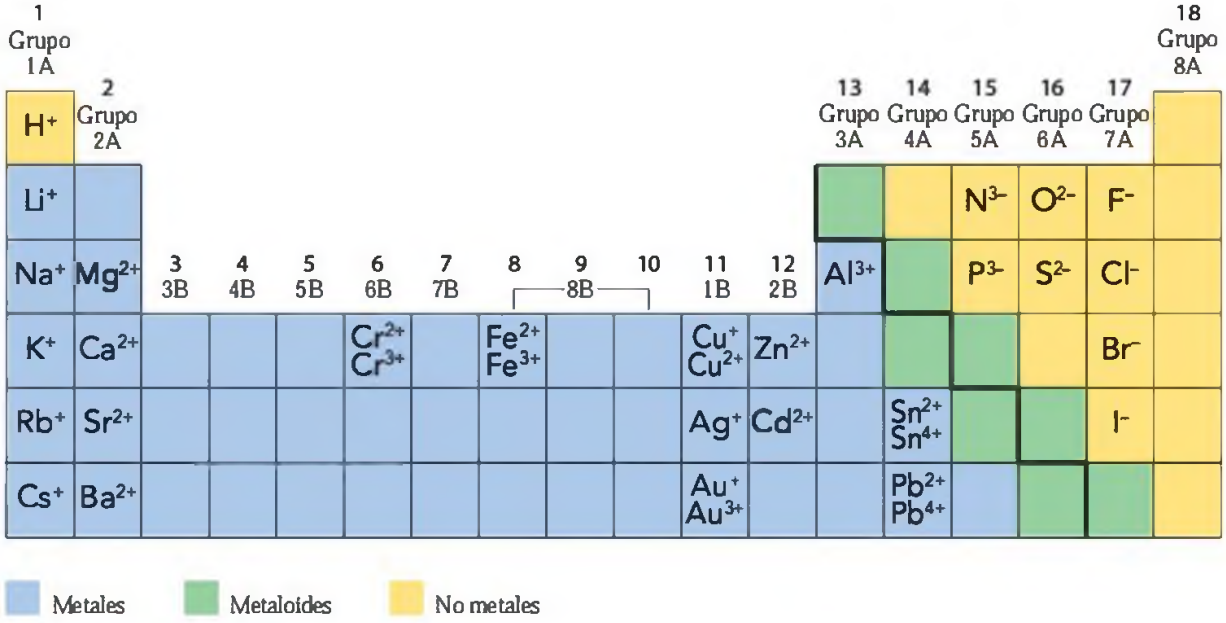


FIGURA 4.2 En el sistema periódico, los iones positivos se forman a partir de elementos metálicos y los iones negativos a partir de no metales.
P ¿Cuáles son los iones habituales producidos por el calcio, el cobre y el oxígeno?

TABLA 4.6 Algunos compuestos iónicos de metales capaces de formar dos iones positivos diferentes

Compuesto	Nombre sistemático
$FeCl_2$	Cloruro de hierro(II)
Fe_2O_3	Óxido de hierro(II)
Cu_3P	Fosfuro de cobre(I)
$CuBr_2$	Bromuro de cobre(II)
$SnCl_2$	Cloruro de estaño(II)
PbS_2	Sulfuro de plomo(IV)

La tabla 4.6 recoge los nombres de algunos compuestos iónicos en los que el metal forma 2 tipos de iones positivos.

Guía para la nomenclatura de compuestos iónicos de metales con carga variable

1. Determinar la carga del catión a partir de la carga del anión.
2. Nombrar el anión empleando parte del nombre de su elemento y cambiar la última sílaba por la terminación *uro*.
3. Nombrar el catión empleando el nombre de su elemento e indicar su carga mediante un número romano entre paréntesis.
4. Nombrar el compuesto escribiendo primero el nombre del anión, seguido por la preposición *de* y, a continuación, el nombre del catión y el paréntesis al final.

EJERCICIO RESUELTO 4.5

Nomenclatura de compuestos iónicos con iones metálicos de carga variable

Escribe el nombre del Cu_2S.

SOLUCIÓN

Paso 1 **Determinar la carga del catión a partir de la del anión.** El no metal S, del grupo 6A (16), forma el ión S^{2-}. Como hay 2 iones cobre para equilibrar la carga del S^{2-}, la carga de cada ión cobre debe ser 1+.

	Metal		No metal
Elementos	Cobre		Azufre
Grupos	Transición		6A (16)
Iones	Cu?		S^{2-}
Equilibrio de cargas	2(1+)	+	(2–) = 0
Iones	Cu^+		S^{2-}

Paso 2 **Indicar el anión sustituyendo la terminación del nombre del elemento por *uro*.**

Sulfuro

Paso 3 **Indicar el catión con el nombre de su elemento y su carga mediante un número romano colocado entre paréntesis.**

Cobre(I)

Paso 4 **Escribir primero el nombre del anión, a continuación la preposición *de* y, finalmente, el nombre del catión, indicando su carga.**

Sulfuro de cobre(I)

¡AHORA TÚ!

Escribe el nombre del compuesto de fórmula Au_2O.

Guía para la formulación de compuestos iónicos

1. Identificar el catión y el anión.

EJERCICIO RESUELTO 4.6

Formulación de compuestos iónicos

Escribe la fórmula del cloruro de hierro(III).

SOLUCIÓN

Paso 1 **Identificar el catión y el anión.** El número romano (III) indica que la carga del ión hierro es 3+, Fe^{3+}.

	Metal	No metal
Elementos	Hierro(III)	Cloro
Grupos	Transición	7A (17)
Iones	Fe^{3+}	Cl^-

Paso 2 **Equilibrar las cargas.**

Fe^{3+} Cl^-
Cl^-
Cl^-

$\mathbf{1}(3+) + \mathbf{3}(1-) = 0$

Aparece como un subíndice

Paso 3 **Escribir la fórmula, con el catión delante, empleando los subíndices apropiados para equilibrar la carga.**

$FeCl_3$

2 Equilibra las cargas.

3 Escribe la fórmula, colocando el catión primero, y equilibra la carga mediante subíndices.

¡AHORA TÚ!

Escribe la fórmula del óxido de cromo(III).

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Nomenclatura formulación de compuestos iónicos

415 Nombra los siguientes compuestos iónicos:
a. Al_2O_3 **b.** $CaCl_2$ **c.** Na_2O
d. Mg_3N_2 **e.** KI

416 Nombra los siguientes compuestos iónicos:
a. $MgCl_2$ **b.** K_3P **c.** Li_2S
d. LiBr **e.** MgO

417 ¿Por qué se coloca un número romano entre paréntesis después del nombre de la mayoría de los elementos de transición?

418 El $CaCl_2$ es el cloruro de calcio, mientras que $CuCl_2$ es el cloruro de cobre(II). Explica por qué se emplea un número romano en un caso pero no en el otro.

419 Escribe los nombres de los siguientes iones de los metales de transición del grupo 4A (14) (incluye el numero romano cuando sea necesario):
a. Fe^{2+} **b.** Cu^{2+} **c.** Zn^{2+} **d.** Pb^{4+} **e.** Cr^{3+}

420 Escribe los nombres de los siguientes iones de los metales de transición del grupo 4A (14) (incluye el numero romano cuando sea necesario):
a. Ag^+ **b.** Cu^+ **c.** Fe^{3+} **d.** Sn^{2+} **e.** Au^{3+}

421 Nombra los siguientes compuestos iónicos:
a. $SnCl_2$ **b.** K_2O **c.** Cu_2S
d. CuS **e.** $CrBr_3$ **f.** $ZnCl_2$

422 Nombra los siguientes compuestos iónicos:
a. Ag_3P **b.** PbS **c.** Al_2O_3
d. $AuCl_3$ **e.** FeS **f.** Na_3N

423 Identifica el símbolo del catión presente en los siguientes compuestos:
a. $AuCl_3$ **b.** Fe_2O_3 **c.** PbI_4 **d.** $SnCl_2$

424 Identifica el símbolo del catión presente en los siguientes compuestos:
a. $FeCl_2$ **b.** CuO **c.** Fe_2S_3 **d.** $CrCl_3$

425 Formula los siguientes compuestos iónicos:
a. cloruro de magnesio
b. sulfuro de sodio
c. óxido de cobre(I)
d. fosfuro de zinc
e. nitruro de oro(III)
f. cloruro de cromo(II)

426 Formula los siguientes compuestos iónicos:
a. óxido de hierro(III)
b. fluoruro de bario
c. cloruro de estaño(IV)
d. sulfuro de plata
e. cloruro de cobre(II)
f. nitruro de litio

4.4 IONES POLIATÓMICOS

EL OBJETIVO ES...

escribir la fórmula y el nombre de compuestos con iones poliatómicos.

Cuando un compuesto iónico está formado por 3 o más elementos, generalmente contiene algún tipo de **ión poliatómico**, que es un grupo de átomos con carga iónica. La mayoría de los iones poliatómicos están formados por un no metal —como el fósforo, el azufre, el carbono o el nitrógeno— unido a átomos de oxígeno, y tienen cargas iónicas de 1–, 2– o 3–, ya que los átomos de la agrupación han ganado 1, 2 o 3 electrones para completar sus octetos. Solo uno de los iones poliatómicos más habituales, el NH_4^+, tiene carga positiva. En la figura 4.3 se muestran algunos modelos moleculares de iones poliatómicos.

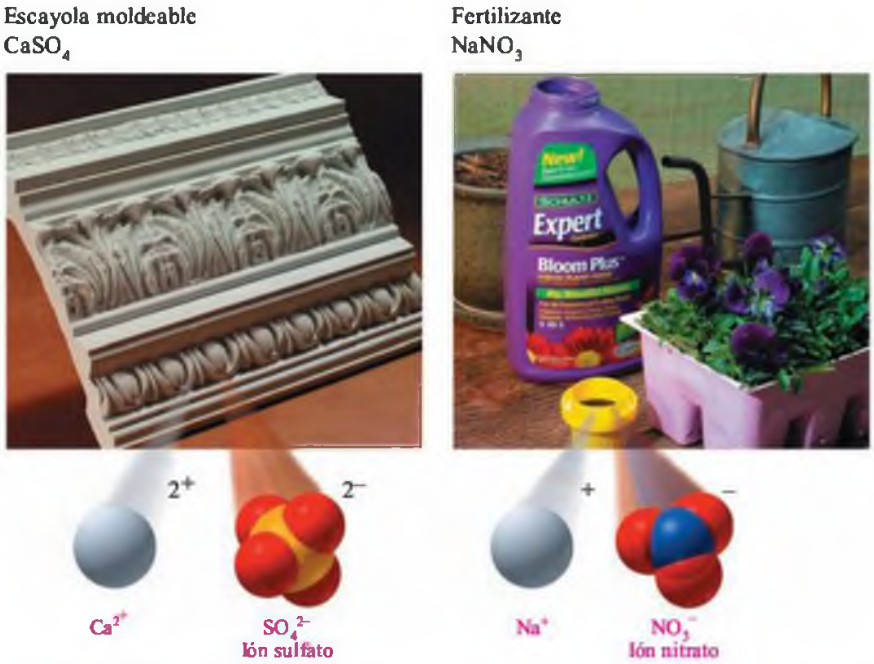


FIGURA 4.3 Muchos productos contienen iones poliatómicos, que son grupos de átomos con carga iónica.
P ¿Por qué el ión sulfato tiene carga 2–?

Nomenclatura de iones poliatómicos

El nombre de la mayoría de iones poliatómicos termina en *ato*, mientras que la terminación *ito* se utiliza para referirse a iones similares pero con un átomo de oxígeno menos. Conocer estas terminaciones sirve para identificar los iones poliatómicos a partir del nombre del

TABLA 4.7 Nombres y fórmulas de algunos iones poliatómicos comunes

No metal	Fórmula del ión[a]	Nombre del ión
Hidrógeno	OH^-	Hidróxido
Nitrógeno	NH_4^+	Amonio
	$\boxed{NO_3^-}$	**Nitrato**
	NO_2^-	Nitrito
Cloro	$\boxed{ClO_3^-}$	**Clorato**
	ClO_2^-	Clorito
Carbono	$\boxed{CO_3^{2-}}$	**Carbonato**
	HCO_3^-	Hidrógeno carbonato (o bicarbonato)
	CN^-	Cianuro
	$C_2H_3O_2^-$	Acetato
Azufre	$\boxed{SO_4^{2-}}$	**Sulfato**
	HSO_4^-	Hidrógeno sulfato (o bisulfato)
	SO_3^{2-}	Sulfito
	HSO_3^-	Hidrógeno sulfito (o bisulfito)
Fósforo	$\boxed{PO_4^{3-}}$	**Fosfato**
	HPO_4^{2-}	Hidrógeno fosfato
	$H_2PO_4^-$	Dihidrógeno fosfato
	PO_3^{3-}	Fosfito

[a]Las fórmulas recuadradas corresponden a los iones poliatómicos más comunes de esos elementos.

compuesto. El ión hidróxido (OH^-) y el ión cianuro (CN^-) son excepciones a estas reglas de nomenclatura. No existe una manera sencilla de aprender el nombre de los iones poliatómicos; se debe memorizar el número de átomos de oxígeno y la carga asociada a cada ión, como se muestra en la tabla 4.7. Una vez memorizadas las fórmulas y el nombre de los iones de la tabla, se pueden deducir fácilmente los nombres de los iones relacionados. Por ejemplo, el ión sulfato es SO_4^{2-}, mientras que la fórmula del ión sulfito, que tiene un átomo de oxígeno menos, se puede escribir como SO_3^{2-}. La fórmula del ión hidrógeno carbonato —o bicarbonato— se puede escribir colocando un catión hidrógeno (H^+) delante de la fórmula del carbonato (CO_3^{2-}) y reduciendo la carga de 2– a 1– para dar la fórmula HCO_3^-.

Nomenclatura de compuestos que contienen iones poliatómicos

Los iones poliatómicos no existen aislados. Como cualquier otro ión, un ión poliatómico debe estar asociado con iones de carga opuesta mediante una interacción atractiva de origen eléctrico. Por ejemplo, el sulfato sódico está formado por iones sodio (Na^+) y sulfato (SO_4^{2-}) unidos mediante un enlace iónico.

Para escribir las fórmulas de los compuestos que contienen iones poliatómicos se siguen las mismas reglas sobre el equilibrio de carga que se han usado para escribir las fórmulas de los compuestos iónicos sencillos: también en este caso la carga total debe ser cero. Por ejemplo, si consideramos la fórmula de un compuesto que contiene iones calcio y carbonato, que se escriben de este modo:

Ca^{2+}	CO_3^{2-}
Ión calcio	Ión carbonato

Carga iónica: (2+) + (2–) = 0

Y ya que cada ión equilibra la carga del otro, la fórmula queda así:

$CaCO_3$
Carbonato de calcio

Cuando se necesita más de un ión poliatómico para equilibrar la carga, se emplean paréntesis para rodear la fórmula de cada ión, y se indica el número de cada uno de los iones poliatómicos mediante un subíndice que se coloca en el paréntesis de cierre. Por ejemplo, para la fórmula del nitrato de magnesio, formado por iones magnesio y nitrato (poliatómico):

Mg^{2+}	NO_3^-
Ión magnesio	Ión nitrato

Química y salud

Iones poliatómicos en huesos y dientes

Los huesos están formadas por 2 componentes: una sustancia sólida de naturaleza mineral y otra que contiene fundamentalmente proteínas de colágeno. La sustancia mineral es un compuesto llamado hidroxiapatita, un sólido formado por iones calcio, fosfato e hidróxido que se deposita en una red de colágeno, dando lugar a un material óseo de gran dureza.

$Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2$
Hidroxiapatito de calcio

El hueso está, en la mayoría de las personas, en constante proceso de absorción y formación. Sin embargo, a partir de los 40 años, es frecuente que se pierda más hueso del que se forma, y se produzca así la osteoporosis. La pérdida de masa ósea se produce a un ritmo superior en las mujeres que en los hombres, y a diferentes velocidades según la parte del esqueleto de la que se trate, alcanzando en ocasiones el 50% en un periodo de 30 o 40 años. Se recomienda que las personas mayores de 35 años, especialmente las mujeres, incluyan en su dieta un suplemento diario de calcio.

Para equilibrar la carga positiva 2+ del magnesio, se necesitan 2 iones nitrato, de modo que la fórmula, incluyendo los paréntesis alrededor del ión nitrato, queda así:

NO_3^- Nitrato de magnesio

Mg^{2+} $Mg(NO_3)_2$

NO_3^-

$(2+) + 2(1-) = 0$

Los paréntesis encierran la fórmula de los iones nitrato

El subíndice fuera del paréntesis indica la presencia de 2 iones nitrato

EJERCICIO RESUELTO 4.7

Formulación de compuestos iónicos con iones poliatómicos

Escribe la fórmula del bicarbonato de aluminio.

SOLUCIÓN

Paso 1 **Identificar el catión y el anión.** El catión es el ión aluminio, Al^{3+}, y el anión es el bicarbonato, que es un ión poliatómico, HCO_3^-.

	Catión	Anión
Iones	Al^{3+}	HCO_3^-

Paso 2 **Equilibrar las cargas.**

Al^{3+} HCO_3^-
HCO_3^-
HCO_3^-

$\mathbf{1}(3+) + \mathbf{3}(1-) = 0$

Se convierte en un subíndice en la fórmula

Paso 3 **Escribir la fórmula con el catión delante y usando subíndices para equilibrar la carga.** La fórmula del compuesto se escribe encerrando la fórmula de ión bicarbonato, HCO_3^-, entre paréntesis y escribiendo el subíndice 3 fuera del último paréntesis.

$Al(HCO_3)_3$

¡AHORA TÚ!

Escribe la fórmula de un compuesto formado por iones amonio y fosfato.

Nomenclatura de compuestos con iones poliatómicos

Cuando se nombran compuestos iónicos que tienen iones poliatómicos, primero se escribe el nombre del ión poliatómico y después el del ión positivo, que generalmente es un metal. Por tanto, es importante saber reconocer el ión poliatómico en la fórmula y nombrarlo correctamente. Al igual que con los otros compuestos iónicos, no se necesita utilizar ningún prefijo.

Na_2SO_4	$FePO_4$	$Al_2(CO_3)_3$
$Na_2\boxed{SO_4}$	$Fe\boxed{PO_4}$	$Al_2(\boxed{CO_3})_3$
Sulfato de sodio	Fosfato de hierro(II)	Carbonato de aluminio

TABLA 4.8 Algunos compuestos con iones poliatómicos

Fórmula	Nombre	Aplicaciones
$BaSO_4$	Sulfato de bario	Contraste radiológico
$CaCO_3$	Carbonato de calcio	Antiácido, suplemento de calcio
$Ca_3(PO_4)_2$	Fosfato de calcio	Reposición de calcio
$CaSO_3$	Sulfito de calcio	Conservante en sidra y zumos de frutas
$CaSO_4$	Sulfato de calcio	Escayola
$AgNO_3$	Nitrato de plata	Desinfectante tópico
$NaHCO_3$	Bicarbonato de sodio o hidrógeno carbonato de sodio	Antiácido
$Zn_3(PO_4)_2$	Fosfato de zinc	Empastes dentales
$FePO_4$	Fosfato de hierro(II)	Enriquecimiento de pan y otros alimentos
K_2CO_3	Carbonato de potasio	Alcalinizante, diurético
$Al_2(SO_4)_3$	Sulfato de aluminio	Antitranspirante, desinfectante
$AlPO_4$	Fosfato de aluminio	Antiácido
$MgSO_4$	Sulfato de magnesio	Sales de Epsom

La tabla 4.8 recoge las fórmulas y nombres de algunos compuestos iónicos con iones poliatómicos, así como sus aplicaciones en medicina o en la industria.

EJERCICIO RESUELTO 4.8

Nomenclatura de compuestos con iones poliatómicos

Nombra los siguientes compuestos iónicos:

a. $CaSO_4$ **b.** $Cu(NO_2)_2$

SOLUCIÓN

	Paso 1		Paso 2	Paso 3	Paso 4
Fórmula	**Catión**	**Anión**	**Nombre del anión**	**Nombre del catión**	**Nombre del compuesto**
a. $CaSO_4$	Ca^{2+}	SO_4^{2-}	Ión sulfato	Ión calcio	Sulfato de calcio
b. $Cu(NO_2)_2$	Cu^{2+}	NO_2^-	Ión nitrito	Ión cobre(II)	Nitrito de cobre(II)

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es el nombre del $Ca_3(PO_4)_2$?

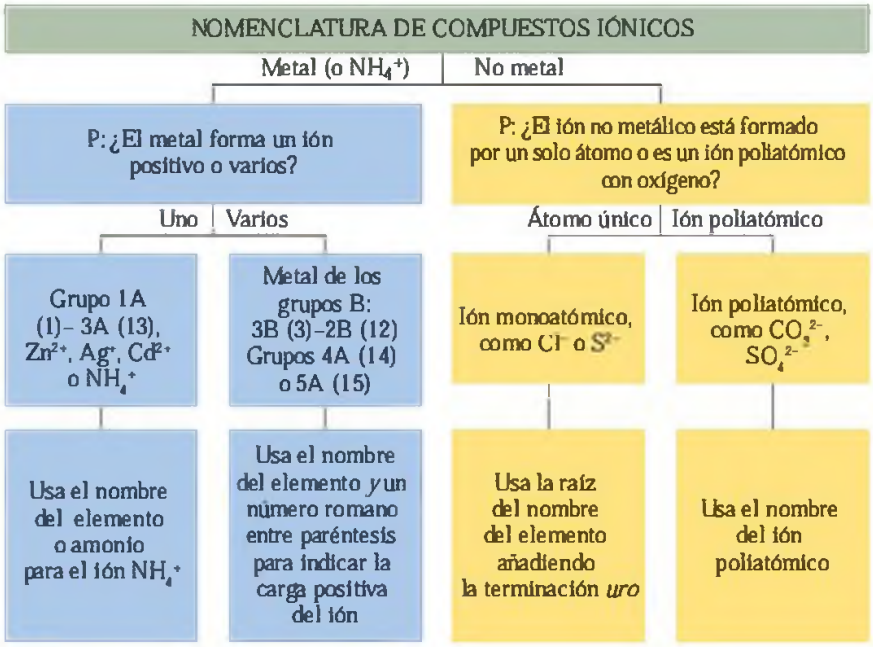
Guía para la nomenclatura de compuestos iónicos con iones poliatómicos

1. Identificar el catión y el ión poliatómico (anión).
2. Nombrar el ión poliatómico; generalmente llevará la terminación *ito* o *ato*.
3. Nombrar el catión, añadiendo un número romano entre paréntesis si es necesario.
4. Nombrar el compuesto, escribiendo primero el nombre del ión poliatómico, después la preposición *de* y finalmente el nombre del catión.

Resumen de nomenclatura de compuestos iónicos

Ahora podemos resumir las reglas de nomenclatura de los compuestos iónicos (figura 4.4). Para los compuestos iónicos formados por 2 elementos, se nombra primero el segundo elemento de la fórmula, con la terminación *uro*, seguido de la partícula *de* y el nombre del primer elemento. Cuando el no metal puede formar más de un ión positivo, se indica la carga iónica mediante un número romano que se escribe entre paréntesis después del nombre del elemento metálico. Los compuestos iónicos que tienen 3 o más elementos incluyen algún tipo de ión poliatómico. Se nombran como compuestos iónicos, pero generalmente tienen la terminación *ato* o *ito* cuando el ión poliatómico tiene carga negativa.

FIGURA 4.4 Mapa conceptual para nombrar compuestos iónicos.
P ¿Por qué el nombre de algunos iones metálicos va seguido por un número romano?



EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Iones poliatómicos

4.27 Escribe las fórmulas, incluyendo las cargas, de los siguientes iones poliatómicos:
a. hidrogenocarbonato **b.** amonio
c. fosfato **d.** hidrogenosulfato

4.28 Escribe las fórmulas, incluyendo las cargas, de los siguientes iones poliatómicos:
a. nitrito **b.** sulfito
c. hidróxido **d.** fosfito

4.29 Nombra los siguientes iones poliatómicos:
a. SO_4^{2-} **b.** CO_3^{2-}
c. PO_4^{3-} **d.** NO_3^-

4.30 Nombra los siguientes iones poliatómicos:
a. OH^- **b.** HSO_3^-
c. CN^- **d.** NO_2^-

4.31 Completa la siguiente tabla con el nombre de los correspondientes compuestos:

	OH^-	NO_2^-	CO_3^{2-}	HSO_4^-	PO_4^{3-}
Li^+					
Cu^{2+}					
Ba^{2+}					

4.32 Completa la siguiente tabla con el nombre de los correspondientes compuestos:

	OH^-	NO_3^-	HCO_3^-	SO_3^{2-}	PO_4^{3-}
NH_4^+					
Al^{3+}					
Pb^{4+}					

4.33 Nombra los siguientes compuestos y escribe la fórmula de cada uno de los iones poliatómicos presentes en ellos:
a. Na_2CO_3 **b.** NH_4Cl **c.** Li_3PO_4
d. $Cu(NO_2)_2$ **e.** $FeSO_3$

4.34 Nombra los siguientes compuestos y escribe la fórmula de cada uno de los iones poliatómicos presentes en ellos:
a. KOH **b.** $NaNO_3$ **c.** $CuCO_3$
d. $NaHCO_3$ **e.** $BaSO_4$

4.35 Formula los siguientes compuestos:
a. hidróxido de bario **b.** sulfato de sodio
c. nitrato de hierro(II) **d.** fosfato de zinc
e. carbonato de hierro(III)

4.36 Formula los siguientes compuestos:
a. clorato de aluminio **b.** óxido de amonio
c. bicarbonato de magnesio **d.** nitrito de sodio
e. sulfato de cobre(I)

EL OBJETIVO ES...

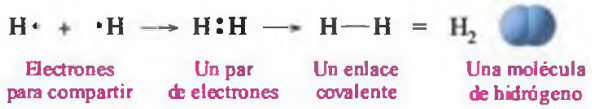
a partir de la fórmula de un compuesto covalente, escribir su nombre; y a partir del nombre de un compuesto covalente, escribir su fórmula.

4.5 COMPUESTOS COVALENTES

Hemos estudiado que los átomos de los metales y de los no metales se estabilizan formando compuestos iónicos. Sin embargo, los átomos no metálicos tienen energías de ionización elevadas y no ceden electrones fácilmente, y por tanto, en los *compuestos covalentes*, los electrones no se transfieren de un átomo a otro, sino que son compartidos entre átomos no metálicos para lograr su estabilización. Cuando los átomos comparten electrones forman **moléculas**.

Formación de la molécula de hidrógeno

La molécula covalente más sencilla es el hidrógeno gaseoso, H_2. Cuando 2 átomos de hidrógeno están lo suficientemente alejados entre sí, no existe entre ellos ninguna atracción. Sin embargo, a medida que se van acercando, la carga positiva de cada núcleo atrae al electrón del otro átomo. Esta atracción acerca cada vez más los átomos, hasta que pasan a compartir un par de electrones de valencia y forman un *enlace covalente*. En el enlace covalente de la molécula de H_2, los electrones compartidos proporcionan una configuración electrónica de tipo gas noble (He) a cada uno de los átomos de hidrógeno. De esta manera, los 2 átomos de hidrógeno unidos en la molécula de H_2 son más estables que por separado.

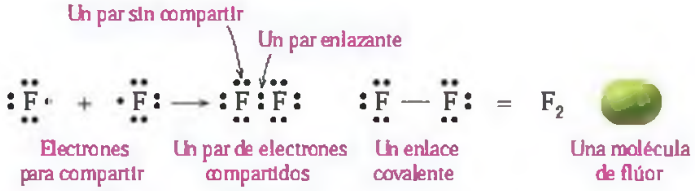


En los compuestos covalentes, los electrones de valencia y los pares electrónicos compartidos se pueden representar utilizando fórmulas punto-electrón. En una representación de este tipo, un par de electrones compartido se dibuja con dos puntos o como un trazo entre los símbolos atómicos. La notación punto-electrón se ha empleado en la formación del enlace covalente de la molécula de H_2 representado más arriba.

Formación de octetos en moléculas covalentes

WEB TUTORIAL
Covalent Bonds

En la mayoría de los compuestos covalentes los átomos comparten electrones para completar octetos de electrones de valencia. Por ejemplo: la molécula de flúor contiene dos átomos de flúor, y cada átomo de flúor posee 7 electrones de valencia. Al compartir uno de sus electrones de valencia, cada átomo de F completa un octeto, y por tanto, en la molécula de flúor resultante, F_2, cada átomo de F adquiere la configuración electrónica del gas noble neón. En la fórmula punto-electrón, los electrones compartidos —o *pares enlazantes*— se representan entre los átomos colocando los pares no enlazantes —o *pares sin compartir*— en la periferia. Podemos observarlo en la formación del enlace covalente en la molécula de F_2.



El hidrógeno (H_2) y el flúor (F_2) son ejemplos de elementos no metálicos cuyo estado natural es diatómico, es decir, se encuentran como moléculas formadas por 2 átomos. Los elementos que existen como moléculas diatómicas se recogen en la tabla 4.9.

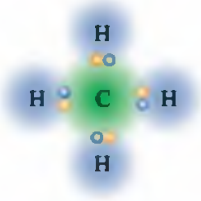
TABLA 4.9 Elementos que forman moléculas covalentes diatómicas

Elemento	Molécula diatómica	Nombre
H	H_2	Hidrógeno
N	N_2	Nitrógeno
O	O_2	Oxígeno
F	F_2	Flúor
Cl	Cl_2	Cloro
Br	Br_2	Bromo
I	I_2	Yodo

Compartición de electrones entre átomos de distintos elementos

En el segundo periodo, el número de electrones que un átomo comparte y el número de enlaces covalentes que forma son, por lo general, iguales al número de electrones necesarios para adquirir una configuración electrónica de tipo gas noble. Así, por ejemplo, el carbono tiene 4 electrones de valencia, y como necesita adquirir 4 electrones adicionales para formar un octeto, forma 4 enlaces covalentes compartiendo sus 4 electrones de valencia.

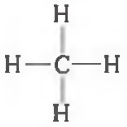
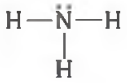
El metano, un componente del gas natural, está formado por carbono e hidrógeno. Para completar su octeto, el carbono comparte 4 electrones, y cada hidrógeno comparte 1 electrón, de modo que en esta molécula el carbono forma 4 enlaces covalentes con 4 átomos de hidrógeno. En la fórmula punto-electrón del metano se representa el átomo de carbono en el centro y los átomos de hidrógeno en los lados. La tabla 4.10 recoge las fórmulas de algunas moléculas covalentes formadas por elementos del segundo periodo del sistema periódico.



Metano, CH_4

A pesar de que la regla de octeto es de aplicación general, tiene algunas excepciones. Hemos visto que la molécula de hidrógeno solo necesita compartir 2 electrones, o formar un enlace sencillo, para adquirir la estabilidad del gas noble más cercano, el helio. A pesar de

TABLA 4.10 Fórmulas punto-electrón de algunos compuestos covalentes

CH_4	NH_3	H_2O
Si usamos solamente puntos para representar electrones:		
Si usamos enlaces y puntos para representar electrones:		
		
Modelos moleculares		
Molécula de metano	Molécula de amoníaco	Molécula de agua

que los no metales generalmente forman octetos, átomos como el P, S, Cl, Br y I pueden compartir más electrones de valencia y formar capas electrónicas estables con 10 o 12 electrones. Por ejemplo, en el PCl_3 el átomo de P forma un octeto, pero en el PCl_5 el átomo de P tiene 10 electrones de valencia, o 5 enlaces. En el H_2S, el S tiene un octeto, mientras que en el SF_6 el átomo de azufre posee 12 electrones de valencia, o 6 enlaces.

La tabla 4.11 recoge las formas de enlace de algunos elementos no metálicos.

TABLA 4.11 Formas de enlace típicas de algunos elementos no metálicos en compuestos covalentes

1A (1)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)
[a]H 1 enlace					
	[a]B 3 enlaces	C 4 enlaces	N 3 enlaces	O 2 enlaces	F 1 enlace
		Si 4 enlaces	P 3 enlaces	S 2 enlaces	Cl, Br, I 1 enlace

[a]H y B no forman octetos de 8 electrones. Los átomos de hidrógeno solo comparten un par de electrones; los átomos de B comparten 3 pares de electrones para formar un grupo de 6 electrones.

EJERCICIO RESUELTO 4.9

Fórmulas punto-electrón de compuestos covalentes

Dibuja la fórmula punto-electrón del H_2S.

SOLUCIÓN

El azufre, que tiene 6 electrones de valencia, comparte 2 electrones para formar un octeto. Cada uno de los átomos de hidrógeno comparte un electrón para estabilizarse. Los pares de electrones compartidos que representan los 2 enlaces covalentes se escriben como líneas sencillas:

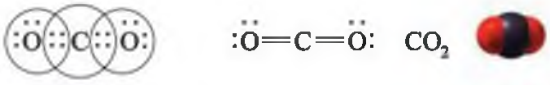
Representación punto-electrón del H_2S

¡AHORA TÚ!

Escribe la fórmula punto-electrón del PH_3.

Enlaces covalentes múltiples

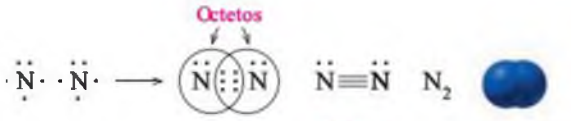
Hasta ahora hemos estudiado el enlace covalente en moléculas con enlaces sencillos. Sin embargo, en muchos compuestos covalentes los átomos comparten 2 o 3 pares de electrones para completar su octeto. Así, entre 2 átomos se establece un **doble enlace** cuando se comparten 2 pares de electrones; mientras que en un **triple enlace** se comparten 3 pares. Los átomos de carbono, oxígeno, nitrógeno y azufre son los que más frecuentemente forman enlaces múltiples. Por ejemplo, en el CO_2 existen dobles enlaces, ya que el carbono y cada átomo de oxígeno comparten 2 pares de electrones para completar sus respectivos octetos. Ni los átomos de hidrógeno ni los halógenos forman dobles o triples enlaces.



Octetos

Molécula de dióxido de carbono

En la fórmula punto-electrón del compuesto covalente N_2, se completa un octeto cuando cada átomo de nitrógeno comparte 3 electrones. De esta manera se forman 3 enlaces covalentes, o un triple enlace.



Tres pares compartidos

Enlace triple

Molécula de nitrógeno

Nomenclatura de compuestos covalentes

Para nombrar un compuesto covalente, se nombra primero el segundo elemento no metálico que aparece en la fórmula, añadiendo a su nombre elemental la terminación *uro*. Después se coloca la preposición *de* y, finalmente, el nombre del primer elemento no metálico. Los subíndices que en la fórmula indican el número de átomos de cada elemento se indican mediante prefijos que se colocan delante de cada nombre. La tabla 4.12 recoge los prefijos que se usan para nombrar compuestos covalentes. En la nomenclatura de los compuestos covalentes se necesita usar prefijos, ya que los mismos no metales pueden dar lugar a compuestos distintos. Por ejemplo, el carbono y el oxígeno pueden formar 2 compuestos diferentes, el monóxido de carbono, CO, y el dióxido de carbono, CO_2.

Cuando al nombrar un compuesto aparecen juntas dos vocales *o*, o bien aparecen juntas una vocal *o* y una vocal *a*, la primera de ellas se omite, como sucede en monóxido de carbono. En el nombre de un compuesto covalente el prefijo *mono* generalmente se omite, como en el caso del NO, óxido de nitrógeno: el prefijo *mono* no se utiliza en el primer no metal que se nombra (como excepción y por razones históricas, el CO se denomina monóxido de carbono). La tabla 4.13 recoge las fórmulas, nombres y aplicaciones comerciales de algunos compuestos covalentes.

TABLA 4.12 Prefijos empleados en la nomenclatura de compuestos covalentes

1 mono	6 hexa
2 di	7 hepta
3 tri	8 octa
4 tetra	9 nona
5 penta	10 deca

TABLA 4.13 Algunos compuestos covalentes comunes

Fórmula	Nombre	Aplicaciones
CS_2	Disulfuro de carbono	Fabricación del rayón
CO_2	Dióxido de carbono	Extintores de incendios, hielo seco, propelente en aerosoles, carbonatación de bebidas
NO	Óxido de nitrógeno	Estabilizante
N_2O	Óxido de dinitrógeno	Anestésico inhalable, «gas de la risa»
SiO_2	Dióxido de silicio	Fabricación de vidrio
SO_2	Dióxido de azufre	Conservante de frutas y verduras, desinfectante en cervecerías, blanqueado de tejidos
SF_6	Hexafluoruro de azufre	Circuitos eléctricos

Guía para la nomenclatura de compuestos covalentes

1. Nombrar el segundo no metal que aparece en la fórmula cambiando la última sílaba de su nombre elemental por la terminación *uro*.
2. Nombrar el primer no metal empleando su nombre elemental.
3. Añadir prefijos para indicar el número de átomos (subíndices) y unir el nombre de los 2 elementos con la preposición *de*.

EJERCICIO RESUELTO 4.10

Nomenclatura de compuestos covalentes

Nombra el compuesto covalente NCl_3.

SOLUCIÓN

Para nombrar estos compuestos covalentes se puede utilizar la guía del margen.

Paso 1 **Nombrar el segundo no metal con su nombre elemental acabado en uro.** En el NCl_3, el segundo no metal (Cl) se nombra como *cloruro*.

Paso 2 **Nombrar el primer no metal con su nombre elemental.** En el NCl_3, el primer no metal (N) se nombra como *nitrógeno*. No olvides la preposición *de* delante del nombre.

Paso 3 **Añadir prefijos para indicar el número de átomos de cada no metal.** Al ser el nitrógeno el primer no metal, el prefijo *mono* se sobreentiende y no se escribe. El subíndice que indica la presencia de 3 átomos de cloro se expresa con el prefijo *tri*.

Tricloruro de nitrógeno

¡AHORA TÚ!

Escribe el nombre de los siguientes compuestos:

a. $SiBr_4$ **b.** Br_2O

Formulación de compuestos covalentes

Como ya hemos visto, en el nombre de un compuesto covalente se indican los elementos no metálicos junto con un prefijo que indica el número de cada tipo de átomo. Para escribir la fórmula correspondiente, se escribe el símbolo de cada elemento, y un subíndice en caso de que en el nombre exista algún prefijo que nos indique la presencia de 2 o más átomos.

Guía de formulación de compuestos covalentes

1. Escribir los símbolos de los elementos en el sentido inverso al que aparecen en el nombre del compuesto.
2. Escribir los prefijos que pueda haber como subíndices.

EJERCICIO RESUELTO 4.11

Formulación de compuestos covalentes

Escribe la fórmula del compuesto covalente trióxido de diboro.

SOLUCIÓN

Paso 1 **Escribir los símbolos de los correspondientes elementos, comenzando por el que aparece el último en el nombre.** El primer no metal que aparece en la fórmula es el que se nombra el último, por lo tanto es el boro; el segundo no metal de la fórmula es el que se nombra primero, el oxígeno.

B O

Paso 2 **Escribir los prefijos como subíndices.** El prefijo *di* en *diboro* indica que hay 2 átomos de boro en la molécula, lo que se representa en la fórmula con el subíndice 2. El prefijo *tri* en *trióxido* indica que hay 3 átomos de oxígeno, lo que se representa en la fórmula con el subíndice 3.

B_2O_3

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es la fórmula del pentafluoruro de yodo?

Resumen de nomenclatura

Anteriormente habíamos visto las distintas formas de nombrar los compuestos iónicos, y ahora, también conocemos las reglas para nombrar los compuestos covalentes (figura 4.5). En general, los compuestos formados por 2 elementos se nombran indicando en primer lugar

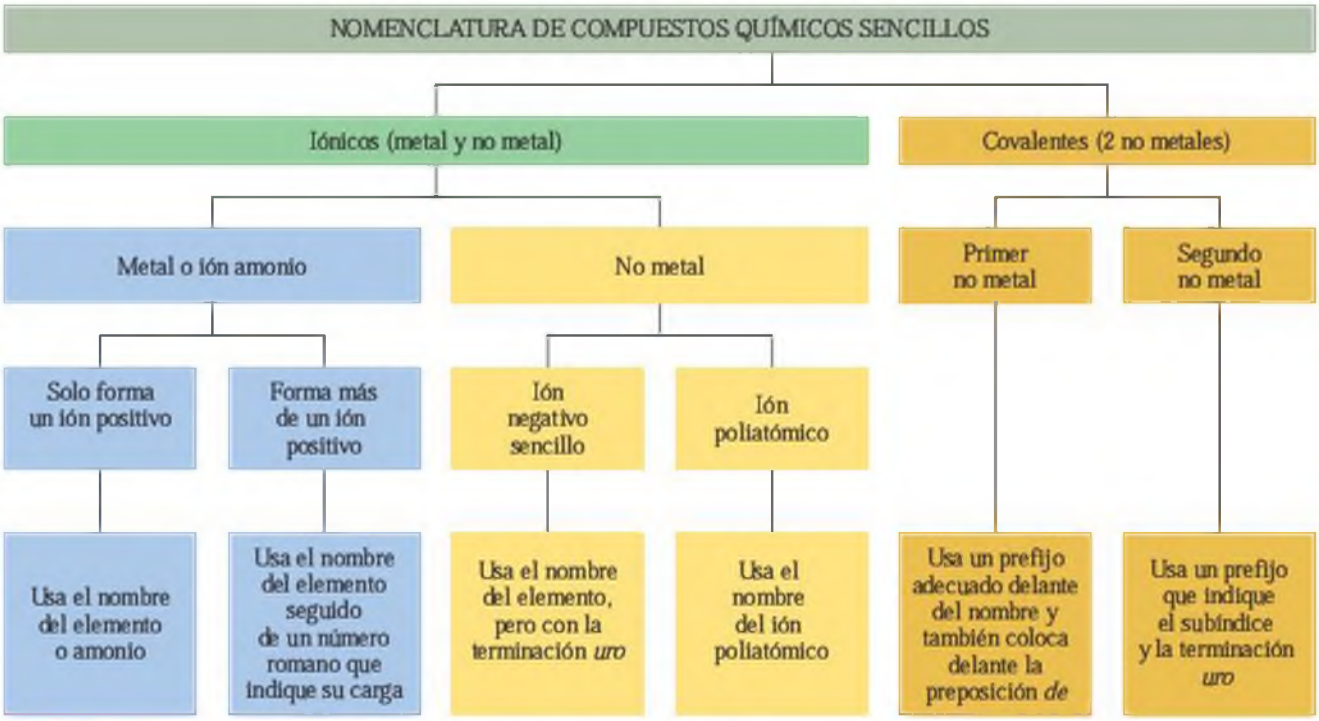


FIGURA 4.5 Mapa conceptual de nomenclatura de compuestos iónicos y covalentes.
P ¿Por qué los nombres de algunos elementos metálicos aparecen seguidos por un número romano?

el segundo elemento que aparece en la fórmula, con la terminación *uro*, seguido de la partícula *de* y, después, el nombre del primer elemento que aparece en la fórmula. Cuando el primer elemento es metálico, se trata de un compuesto iónico, mientras que si es un no metal, el compuesto será covalente. Al nombrar compuestos covalentes que contienen 2 elementos se utilizan prefijos para indicar el número de átomos de cada elemento no metálico, según le corresponda a cada fórmula en particular.

EJERCICIO RESUELTO 4.12

Nomenclatura de compuestos iónicos y covalentes

Nombra los siguientes compuestos:

a. Na_3P **b.** $CuSO_4$ **c.** SO_3

SOLUCIÓN

a. El Na_3P es un compuesto iónico. El Na, un metal del grupo 1A (1), forma iones Na^+, que se nombran sodio. El fósforo es un no metal del grupo 5A (15) y forma iones P^{3-}, que se nombran fosfuro. Escribiendo el nombre del anión primero y del catión después y colocando entre ambos la preposición *de* se obtiene el nombre del Na_3P: fosfuro de sodio.

El $CuSO_4$ es un compuesto iónico que contiene un ión poliatómico formado por oxígeno y azufre. El anión SO_4^{2-} tiene una carga de 2− que es equilibrada por un ión Cu^{2+}. Como en el caso del cobre existe la posibilidad de que se formen 2 cationes distintos, la carga 2+ del cobre se especifica con el número romano (II). El anión SO_4^{2-} es un ión poliatómico que se llama sulfato. El compuesto $CuSO_4$ se nombra como sulfato de cobre(II).

b. El SO_3 es un compuesto covalente, ya que está formado por 2 elementos no metálicos. El primer elemento, S, se nombra azufre (no se necesita el prefijo en este caso). El subíndice 3 en el oxígeno requiere el uso del prefijo *tri*, y el elemento oxígeno se nombra óxido. El compuesto SO_3 se nombra trióxido de azufre.

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es el nombre del $Fe(NO_3)_2$?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Compuestos covalentes

4.37 Escribe la fórmula punto-electrón de las siguientes moléculas covalentes:
a. Br_2 b. H_2 c. HF d. OF_2

4.38 Escribe la fórmula punto-electrón de las siguientes moléculas covalentes:
a. NCl_3 b. CCl_4 c. Cl_2 d. SiF_4

4.39 Nombra los siguientes compuestos covalentes:
a. PBr_3 b. CBr_4 c. SiO_2 d. HF

4.40 Nombra los siguientes compuestos covalentes:
a. CS_2 b. P_2O_5 c. Cl_2O d. PCl_3

4.41 Nombra los siguientes compuestos covalentes:
a. N_2O_3 b. NCl_3 c. $SiBr_4$ d. PCl_5

4.42 Nombra los siguientes compuestos covalentes:
a. SiF_4 b. IBr_3 c. CO_2 d. SO_3

4.43 Escribe la fórmula de los siguientes compuestos covalentes:
a. tetracloruro de carbono b. monóxido de carbono
c. tricloruro de fósforo d. tetróxido de dinitrógeno

4.44 Escribe la fórmula de los siguientes compuestos covalentes:
a. dióxido de azufre b. tetracloruro de silicio
c. pentafluoruro de yodo d. óxido de dinitrógeno

4.45 Escribe la fórmula de los siguientes compuestos covalentes:
a. difluoruro de oxígeno b. trifluoruro de boro
c. trióxido de dinitrógeno d. hexafluoruro de azufre

4.46 Escribe la fórmula de los siguientes compuestos covalentes:
a. dibromuro de azufre b. disulfuro de carbono
c. hexosido de tetrafósforo d. pentóxido de dinitrógeno

4.47 Nombra los compuestos que se indican a continuación:
a. $Al_2(SO_4)_3$ desodorante
b. $CaCO_3$ antiácido
c. N_2O «gas de la risa», anestésico inhalable
d. Na_3PO_4 laxante
e. $(NH_4)_2SO_4$ fertilizante
f. Fe_2O_3 pigmento

4.48 Nombre los compuestos que se indican a continuación
a. N_2 gas atmosférico
b. $Mg_3(PO_4)_2$ antiácido
c. $FeSO_4$ suplemento de hierro
d. $MgSO_4$ sales de Epsom
e. Cu_2O fungicida
f. SnF_2 previene la caries dental

4.6 ELECTRONEGATIVIDAD Y POLARIDAD DE ENLACES

EL OBJETIVO ES...

determinar la polaridad de un enlace mediante la electronegatividad.

En este capítulo hemos estudiado que los átomos forman enlaces cediendo, ganando o compartiendo electrones. En los enlaces que se establecen entre elementos idénticos, los electrones del enlace se comparten por igual. Sin embargo, en la mayoría de los compuestos, los enlaces se establecen entre átomos diferentes, lo que hace que los electrones sean más atraídos por un átomo que por el otro.

WEB TUTORIAL
Electronegativity

Electronegatividad

La **electronegatividad** es la capacidad de un átomo para atraer los electrones de un enlace (figura 4.6). Los no metales tienen mayores electronegatividades, ya que tienen una mayor capacidad de atraer electrones que los metales. Los no metales con mayor electronegatividad son el flúor (4,0) —en la posición más alta del grupo 7A (17)— y el oxígeno (3,5) —en la posición superior del grupo 6A (16)—. El metal cesio, el último del grupo 1A (1), tiene la electronegatividad más baja, 0,7. También las electronegatividades de los metales de transición son bajas, pero no las estudiaremos aquí. Los átomos más pequeños tienden a tener electronegatividades más elevadas, ya que los electrones de valencia que comparten están más próximos a sus núcleos. La electronegatividad se incrementa de izquierda a derecha en los periodos y de abajo arriba en los grupos. Para los gases nobles no existen valores de electronegatividad, ya que solo en raras ocasiones forman enlaces.

WEB TUTORIAL
Bonds and Bond Polarity

Tipos de enlace

Hemos calificado los tipos de enlace como *iónico*, en el cual hay transferencia de electrones, o *covalente*, en el cual se comparten los electrones. La diferencia de electronegatividad entre los átomos que forman el enlace se puede utilizar para predecir el tipo de enlace que se establece entre ambos. Así, en la molécula de hidrógeno, H-H, la diferencia de electronegatividades es cero (2,1 – 2,1 = 0), lo que significa que los electrones del enlace son compartidos

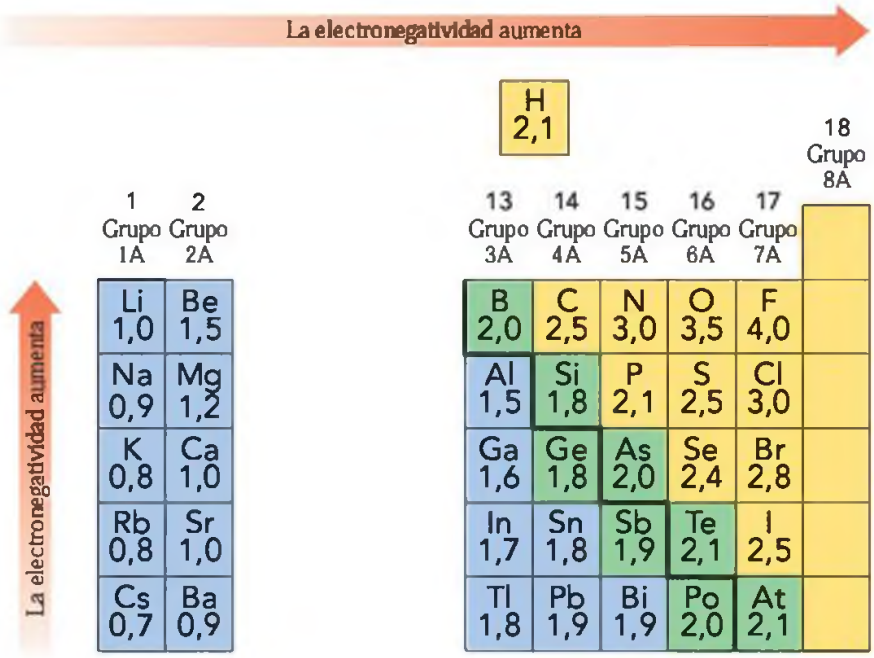


FIGURA 4.6 La electronegatividad indica la capacidad de los átomos para atraer los electrones compartidos. La electronegatividad se incrementa a lo largo del periodo y al ascender en un grupo.

P ¿Qué elemento del sistema periódico es el que más atrae los electrones que comparten en un enlace?

por igual por los 2 átomos. Un enlace covalente entre átomos con electronegatividades iguales o muy parecidas se denomina **enlace covalente no polar** o apolar. No obstante, la mayoría de enlaces covalentes se establece entre átomos con electronegatividades diferentes. Cuando los electrones del enlace no se comparten por igual, se denomina **enlace covalente polar.** En la molécula de H-Cl, una diferencia de electronegatividad de 3,0 (Cl) – 2,1 (H) = 0,9 implica que el enlace es polar (figura 4.7).

En un enlace covalente polar los electrones compartidos son más atraídos por el átomo más electronegativo, lo que lo convierte en parcialmente negativo; mientras que el átomo con menor electronegatividad se vuelve parcialmente positivo. Un enlace covalente que tiene una separación de cargas de este tipo se llama **dipolo.** Los extremos positivo y negativo del dipolo se indican mediante la letra griega minúscula delta con un signo positivo o negativo, según corresponda: δ^+ o δ^-. En algunas ocasiones, para indicar el dipolo se emplea una flecha que va de la parte positiva a la negativa (⟷).

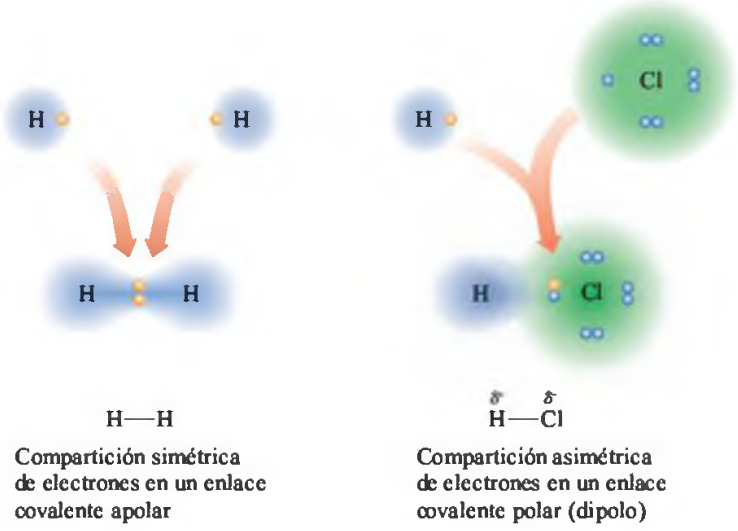
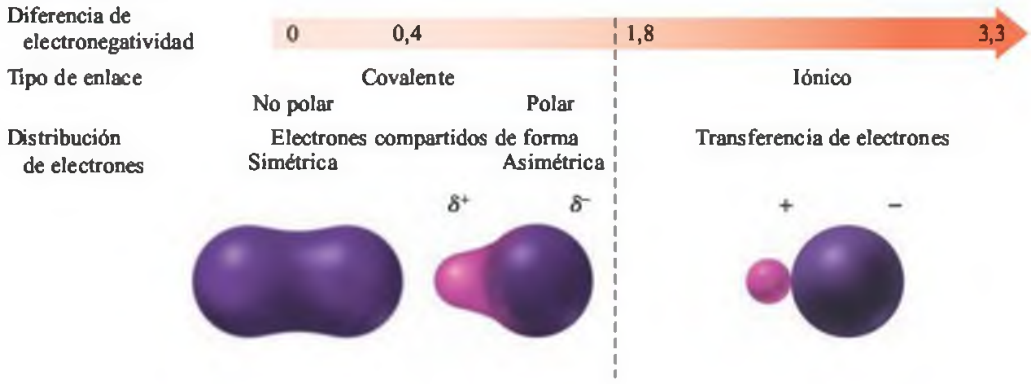


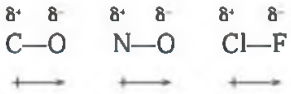
FIGURA 4.7 En el enlace covalente apolar del H_2, los electrones se comparten por igual. En el enlace covalente polar del HCl, los electrones no se comparten de la misma forma.

P El H_2 tiene un enlace covalente apolar, mientras que el HCl tiene un enlace covalente polar. Explica esta diferencia.

TABLA 4.14 Diferencia de electronegatividad y tipo de enlace



Ejemplos de dipolos en enlaces covalentes polares



Tipos de enlace

No existe una frontera definida entre el principio del tipo de enlace covalente y final del iónico, pero se han establecido unos rangos para predecir, de modo general, el tipo de enlace entre los átomos. Así, cuando las diferencias de electronegatividad están entre 0,0 y 0,4, los electrones se comparten casi simétricamente y se forma un enlace covalente apolar. Por ejemplo, los enlaces H-H (2,1 – 2,1 = 0) y C-H (2,5 – 2,1 = 0,4) son clasificados como *enlaces covalentes no polares*. A medida que la diferencia de electronegatividad se incrementa, los electrones compartidos en el enlace son más atraídos por el átomo más electronegativo, y aumenta la *polaridad* del enlace. Cuando la diferencia de electronegatividades es mayor de 0,4 pero menor que 1,8, se considera que se trata de un *enlace covalente polar*. Por ejemplo, los enlaces Cl-H (3,0 – 2,1 = 0,9) se clasifican como *enlaces covalentes polares* (tabla 4.14).

Por último, cuando la diferencia de electronegatividad es lo suficientemente elevada, se produce la transferencia electrónica de un átomo a otro, y se establece un enlace iónico. Diferencias de electronegatividad de 1,8 o superiores indican que el enlace es iónico. Por ejemplo, la diferencia de electronegatividad en el compuesto iónico NaCl es 3,0 – 0,9 = 2,1. Por tanto, si observamos grandes diferencias de electronegatividad, podemos predecir que un enlace es iónico (tabla 4.15).

TABLA 4.15 Predicción del tipo de enlace a partir de las diferencias de electronegatividad

Molécula		Tipo de compartición de electrones	Diferencia de electronegatividad[a]	Tipo de enlace
H_2	H—H	Simétrica	2,1 – 2,1 = 0	Covalente no polar
Cl_2	Cl—Cl	Simétrica	3,0 – 3,0 = 0	Covalente no polar
HBr	δ^+ H—Br δ^-	Asimétrica	2,8 – 2,1 = 0,7	Covalente polar
HCl	H—Cl	Asimétrica	3,0 – 2,1 = 0,9	Covalente polar
NaCl	Na^+Cl^-	Transferencia electrónica	3,0 – 0,9 = 2,1	Iónico
MgO	$Mg^{2+}O^{2-}$	Transferencia electrónica	3,5 – 1,2 = 2,3	Iónico

[a]Valores tomados de la figura 4.6.

EJERCICIO RESUELTO 4.13

Polaridad de enlaces

Clasifica cada uno de los siguientes enlaces como covalentes no polares, covalentes polares o iónicos a partir de las electronegatividades de los correspondientes elementos.

N—N O—H Cl—As O—K

SOLUCIÓN

Para cada enlace, se calcula le diferencia de electronegatividad:

Enlace	Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace
N—N	3,0 – 3,0 = 0,0	Covalente no polar
O—H	3,5 – 2,1 = 1,4	Covalente polar
Cl—As	3,0 – 2,0 = 1,0	Covalente polar
O—K	3,5 – 0,8 = 2,7	Iónico

¡AHORA TÚ!

Clasifica los siguientes enlaces como covalente no polar, covalente polar o iónico:

a. Si—S **b.** Br—Br **c.** Na—O

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Electronegatividad y polaridad de enlace

4.49 Describe la variación de electronegatividad si vamos de izquierda a derecha en un periodo.

4.50 Describe la variación de electronegatividad al descender en un grupo.

4.51 Con la ayuda de una tabla periódica, ordena los siguientes grupos de elementos en orden creciente de electronegatividad:
a. Li, Na, K **b.** Na, Cl, P **c.** Se, Ca, O

4.52 Con la ayuda de una tabla periódica, ordena los siguientes grupos de elementos en orden creciente de electronegatividad:
a. F, Cl, Br **b.** B, N, O **c.** Mg, S, F

4.53 Predice si los siguientes enlaces son iónicos, covalentes polares o covalentes no polares:
a. Si—Br **b.** Li—F **c.** Br—F
d. Br—Br **e.** N—P **f.** C—O

4.54 Predice si los siguientes enlaces son iónicos, covalentes polares o covalentes no polares:
a. Si—O **b.** K—Cl **c.** S—F
d. P—Br **e.** Li—O **f.** N—P

4.55 En los siguientes enlaces, señala el extremo positivo con δ^+ y el negativo con δ^-. En cada uno de ellos, indica con una flecha el dipolo.
a. N—F **b.** Si—Br **c.** C—O
d. P—Br **e.** B—Cl

4.56 En los siguientes enlaces, señala el extremo positivo con δ^+ y el negativo con δ^-. En cada uno de ellos, indica con una flecha el dipolo.
a. Si—Br **b.** Se—F **c.** Br—F
d. N—H **e.** N—P

4.7 GEOMETRÍA Y POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS

EL OBJETIVO ES...

predecir la geometría tridimensional de las moléculas y clasificarlas como polares o no polares.

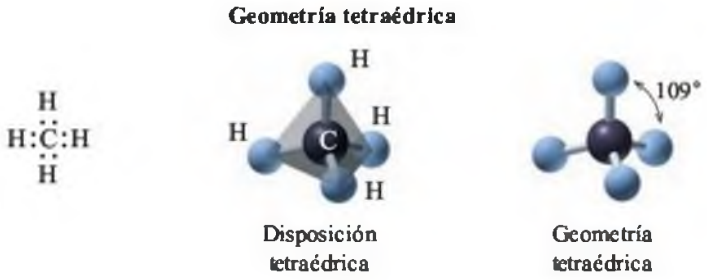
Con la información sobre los electrones de valencia, las representaciones punto-electrón y la polaridad de los enlaces, se puede abordar el estudio de la forma tridimensional de las moléculas.

Para determinar la geometría molecular, primero se examina la disposición de los grupos de electrones alrededor de un átomo central determinado. La **teoría de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia** (*valence-shell electron-pair repulsion*, **VSEPR** por sus siglas en inglés) establece que los grupos de electrones se disponen tan alejados como sea posible los unos de los otros para minimizar las repulsiones entre sus cargas negativas.

WEB TUTORIAL
The Shape of Molecules

Las fórmulas punto-electrón se utilizan para contar el número de átomos enlazados al átomo central y los pares electrónicos no enlazantes. En este apartado explicaremos tan solo los átomos con un número total de 4 pares de electrones.

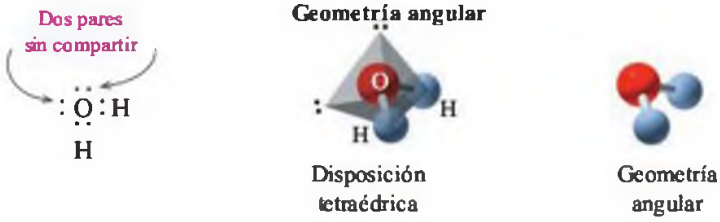
En una molécula de CH_4, el átomo de carbono central se une a 4 átomos de hidrógeno. Observando su fórmula punto-electrón, se podría pensar que el CH_4 es plano, con ángulos de enlace de 90°, pero este no es el mayor ángulo posible. La mejor disposición para minimizar la repulsión electrónica es la **tetraédrica**, en la que los átomos de hidrógeno se colocan en los vértices de un tetraedro, dando lugar así a ángulos de enlace de 109°.



Geometría de moléculas con pares no enlazantes alrededor del átomo central

En muchas moléculas existen uno o más pares electrónicos no enlazantes (sin compartir) alrededor del átomo central. En estos casos, la geometría de la molécula se puede predecir a partir del número de átomos enlazados. Por ejemplo, en el NH_3, los 3 átomos de hidrógeno y el par electrónico no enlazante alrededor del átomo de N central se disponen formando un tetraedro. Sin embargo, una molécula con 4 pares de electrones pero que forme solo 3 enlaces, tendrá una geometría **piramidal**.

En el H_2O hay 2 átomos de H enlazados al átomo de O y 2 pares electrónicos sin compartir. Estos 4 pares de electrones se disponen nuevamente en un tetraedro formado ángulos de 109°. Una molécula con 4 pares de electrones pero solo 2 átomos enlazados tiene una geometría **angular**.



En la tabla 4.16 se recoge la geometría de algunas moléculas.

TABLA 4.16 Ejemplos de geometrías moleculares

Molécula	Fórmula punto-electrón	Átomos enlazados	Geometría molecular	
CH_4	H:C:H (con H bajo cada H)	4	Tetraédrica	
NH_3	H:N:H (con H bajo cada H)	3	Piramidal	
H_2O	:O:H (con H bajo cada H)	2	Angular	

EJERCICIO RESUELTO 4.14

Geometría molecular

Predice la geometría de las siguientes moléculas:

a. PH_3 **b.** $SiCl_4$

SOLUCIÓN

a. PH_3

Paso 1 H:P:H (con H bajo cada H)

Paso 2 La fórmula punto-electrón del PH_3 indica que alrededor del átomo central de fósforo hay 4 pares de electrones que se organizan en una disposición tetraédrica para minimizar las repulsiones.

Paso 3 Los tres átomos enlazados tienen una geometría piramidal.

b. $SiCl_4$

Paso 1 :Cl: :Cl:Si:Cl: :Cl:

Paso 2 La fórmula punto-electrón del $SiCl_4$ muestra 4 átomos unidos al átomo central de silicio.

Paso 3 Con 4 átomos enlazados al central y sin pares sin compartir, la molécula tiene una geometría tetraédrica.

¡AHORA TÚ!

Predice la geometría del SCl_2.

Guía para predecir la geometría molecular (Teoría VSEPR)

1. Escribir la fórmula punto-electrón de la molécula.
2. Colocar los pares de electrones alrededor del átomo central, de modo que las repulsiones entre ellos se minimicen.
3. Considerar los átomos unidos al átomo central para determinar la geometría molecular.

Polaridad de las moléculas

Ya hemos visto que los enlaces covalentes pueden ser polares o no polares. Del mismo modo, las moléculas pueden ser polares o no polares en función de su geometría. Las moléculas diatómicas, como el H_2 o el Cl_2, son no polares, ya que poseen un enlace covalente no polar.

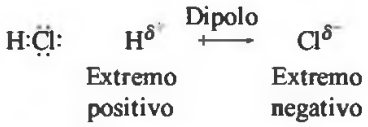
H—H Cl—Cl

No polar

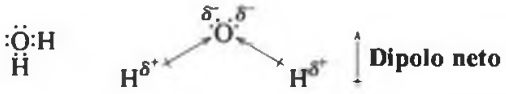
Una molécula con 2 o más enlaces polares puede ser **no polar** si los enlaces polares tienen una disposición simétrica en la molécula.

En una **molécula polar,** uno de los extremos de la misma está más cargado negativamente que el otro. En las moléculas polares, los enlaces polares no se anulan entre sí. Esta anu-

lación depende del tipo de átomos, de los pares electrónicos alrededor del átomo central y de la geometría de la molécula. Por ejemplo, la molécula de HCl es polar porque los electrones del enlace no se comparten por igual entre los átomos de H y de Cl.



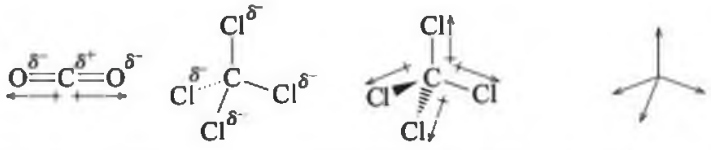
En moléculas polares con 3 o más átomos, la geometría molecular determina si los dipolos se anulan o no. Es frecuente que alrededor del átomo central haya pares electrónicos sin compartir. En el H_2O los dipolos no se anulan, por lo que un extremo de la molécula es positivo y el otro negativo, y esto confiere a la molécula un momento dipolar.



En la molécula de NH_3 hay 3 dipolos, pero no se cancelan entre sí.

Cuando en una molécula los enlaces polares o dipolos se anulan entre sí, la molécula es no polar. Por ejemplo, el CO_2 y el CCl_4 contienen enlaces polares. Sin embargo, la disposición simétrica de los enlaces polares anula los dipolos, lo que convierte al CO_2 y al CCl_4 en moléculas apolares.

Ejemplos de moléculas no polares pero con enlaces polares



Dipolo neto = 0

Los 4 dipolos de los enlaces se anulan entre sí (su suma es cero)

Dipolo neto = 0

EJERCICIO RESUELTO 4.15

Polaridad de las moléculas

Determina si las siguientes moléculas son polares o no polares:

a. CBr_4 **b.** OF_2

SOLUCIÓN

a. La fórmula punto-electrón del CBr_4 muestra 4 pares de electrones alrededor del átomo de C, correspondientes a los enlaces con los átomos de Br.

La molécula tiene una geometría tetraédrica. Con 4 átomos iguales unidos al átomo central y sin pares sin compartir, los enlaces polares C-Br se anulan, y por tanto el CBr_4 es no polar.

b. La fórmula punto-electrón del OF_2 muestra 4 grupos de electrones, correspondientes a 2 átomos enlazados y a 2 pares sin compartir.

La molécula tiene una geometría angular, por lo que los 2 enlaces no polares O-F no se cancelan, y la molécula de OF_2 es polar.

¡AHORA TÚ!

El PCl_3, ¿es una molécula polar o no polar?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Geometría y polaridad de las moléculas

4.57 ¿Cuál es la geometría de una molécula con el átomo central unido a 4 átomos y que no tiene pares sin compartir?

4.58 ¿Cuál es la geometría de una molécula con el átomo central unido a 2 átomos y que tiene 2 pares sin compartir?

4.59 En la molécula de PCl_3, los 4 pares de electrones alrededor del átomo de fósforo se disponen en los vértices de un tetraedro. Sin embargo, tiene geometría *piramidal*. ¿Por qué la geometría de la molécula es distinta de la que cabría esperar considerando la distribución de sus pares de electrones?

4.60 En la molécula de H_2S los 4 pares de electrones alrededor del átomo de azufre se disponen en los vértices de un tetraedro. Sin embargo, tiene geometría *angular*. ¿Por qué la geometría de la molécula es distinta de la que cabría esperar considerando la distribución de sus pares de electrones?

4.61 Compara las fórmulas punto-electrón del PH_3 y del NH_3; ¿por qué ambas moléculas tienen la misma geometría?

4.62 Compara las fórmulas punto-electrón del CH_4 y del H_2O; ¿por qué ambas moléculas tienen distinta geometría pero aproximadamente los mismos ángulos de enlace?

4.63 Predice la geometría de las siguientes moléculas empleando la teoría VSEPR:
a. OF_2 **b.** CCl_4

4.64 Predice la geometría de las siguientes moléculas empleando la teoría VSEPR:
a. NCl_3 **b.** SCl_2

4.65 ¿Por qué la molécula de Cl_2 es no polar y la de HCl es polar?

4.66 Las moléculas de CH_4 y CH_3Cl tienen 4 enlaces; ¿por qué el CH_4 es no polar, mientras que el CH_3Cl es polar?

4.67 Clasifica las siguientes moléculas como polares o no polares:
a. HBr **b.** NF_3 **c.** CBr_4

4.68 Clasifica las siguientes moléculas como polares o no polares:
a. OF_2 **b.** PBr_3 **c.** $SiCl_4$

4.8 FUERZAS DE ATRACCIÓN INTERMOLECULARES

EL OBJETIVO ES...

describir las fuerzas atractivas entre iones, moléculas polares y moléculas no polares.

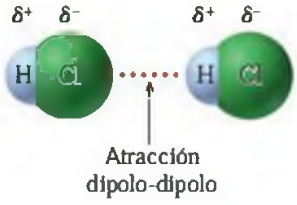
En el estado gaseoso las interacciones entre las partículas son mínimas, lo que permite a las moléculas gaseosas alejarse las unas de las otras. Sin embargo, en los sólidos y en los líquidos existen suficientes interacciones entre las partículas como para mantenerse próximas, pese a lo cual hay tanto sólidos con puntos de fusión bajos como sólidos con puntos de fusión muy elevados. Estas diferentes propiedades pueden explicarse atendiendo a los diferentes tipos de interacciones atractivas entre las partículas que los constituyen.

Los compuestos iónicos tienen puntos de fusión elevados. Por ejemplo, el NaCl funde a 801 °C, ya que se necesita una elevada cantidad de energía para vencer las fuertes interacciones atractivas entre los iones positivos y negativos. En los sólidos formados por moléculas con enlaces covalentes también se establecen fuerzas atractivas entre ellas, pero son menores que las de un compuesto iónico.

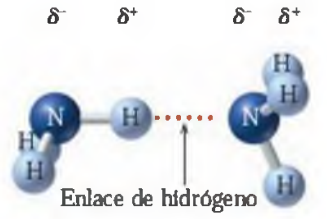
WEB TUTORIAL
Intermolecular Forces

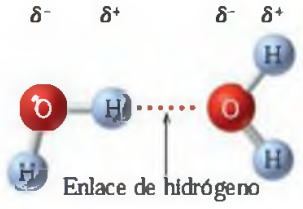
Interacciones dipolo-dipolo y enlace de hidrógeno

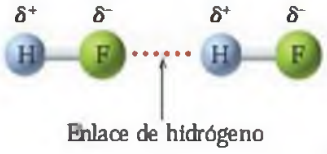
En las moléculas polares se establecen **interacciones atractivas dipolo-dipolo** entre el extremo positivo de una molécula y el negativo de otra. Para una molécula polar con un momento dipolar como el HCl, el H parcialmente positivo de una molécula de HCl atrae al Cl parcialmente negativo de otra.



Cuando un átomo de hidrógeno es atraído por átomos fuertemente electronegativos, como flúor, oxígeno o nitrógeno, se establecen atracciones intermoleculares dipolo-dipolo fuertes. Este tipo de atracción, llamada **enlace de hidrógeno,** se produce entre el hidrógeno parcialmente positivo de una molécula y un par de electrones sin compartir de un átomo de nitrógeno, oxígeno o flúor de otra molécula. Los enlaces de hidrógeno son las fuerzas intermoleculares más intensas que se establecen entre moléculas polares, lo que es un factor determinante en la formación y estructura de moléculas con función biológica, como las proteínas o el ADN.







Fuerzas de dispersión

Los compuestos no polares solo forman sólidos a bajas temperaturas, gracias a unas fuerzas de atracción muy débiles llamadas **fuerzas de dispersión**. Generalmente, los electrones en las moléculas no polares se distribuyen simétricamente; pero los electrones pueden concentrarse más en una parte de la molécula que en otra, formándose así un dipolo temporal. Pese a que las fuerzas de dispersión son muy débiles, permiten a los compuestos no polares formar líquidos y sólidos.

El punto de fusión de las sustancias está relacionado con la fuerza de las interacciones atractivas entre sus moléculas. Los compuestos con fuerzas de atracción muy débiles —como las fuerzas de dispersión— tienen puntos de fusión muy bajos, ya que solo se necesita una pequeña cantidad de energía para separar las moléculas y formar así un líquido. Los compuestos que poseen enlaces de hidrógeno o interacciones dipolo-dipolo necesitan más energía para vencer las interacciones atractivas entre sus moléculas. Los mayores puntos de fusión se observan en los compuestos iónicos, entre cuyos iones existe una fuerte atracción. En la tabla 4.17 se comparan los puntos de fusión de distintas sustancias con diferentes tipos de interacciones atractivas, y los diferentes tipos de atracción entre las partículas de sólidos y líquidos se recogen en la tabla 4.18.

TABLA 4.17 Puntos de fusión de algunas sustancias

Sustancia	Punto de fusión (°C)
Enlaces iónicos	
MgF_2	1248
NaCl	801
Enlaces de hidrógeno	
H_2O	0
NH_3	−78
Interacciones dipolo-dipolo	
HBr	−89
HCl	−115
Fuerzas de dispersión	
Cl_2	−101
F_2	−220
CH_4	−182

TABLA 4.18 Comparación entre tipo de enlace y fuerza atractiva

Tipo de fuerza	Distribución de las partículas	Ejemplo	Fortaleza
Enlace iónico	+ − + − + −	$Na^+ - - - Cl^-$	**Fuerte**
Enlace de hidrógeno (X = F, O o N)	δ⁺ δ⁻ δ⁺ δ⁻ H—X - - H—X	δ⁺ δ⁻ δ⁺ δ⁻ H—F - - - H—F	
Dipolo-dipolo (X e Y son no metales diferentes)	δ⁺ δ⁻ δ⁺ δ⁻ Y—X - - Y—X	δ⁺ δ⁻ δ⁺ δ⁻ Br—Cl - - - Br—Cl	
Dispersión (Desplazamiento temporal de los electrones en enlaces no polares)	δ⁺ δ⁻ δ⁺ δ⁻ (dipolos temporales) X:X - - X:X	δ⁺ δ⁻ δ⁺ δ⁻ F—F - - - F—F	**Débil**

EJERCICIO RESUELTO 4.16

Fuerzas atractivas entre partículas

Indica el principal tipo de interacción intermolecular que cabe esperar en los siguientes apartados:

a. dipolo-dipolo **b.** enlace de hidrógeno **c.** fuerzas de dispersión

1. H—F **2.** Br_2 **3.** PCl_3

SOLUCIÓN

1. (b) El H—F es una molécula polar que interacciona con otras moléculas de H—F mediante enlace de hidrógeno.

2. (c) El Br_2 es no polar, las únicas fuerzas atractivas son las de dispersión.
3. (a) La polaridad de la molécula de PCl_3 posibilita las interacciones dipolo-dipolo.

¡AHORA TÚ!

¿Por qué el punto de ebullición del H_2S es menor que el del H_2O?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Fuerzas atractivas

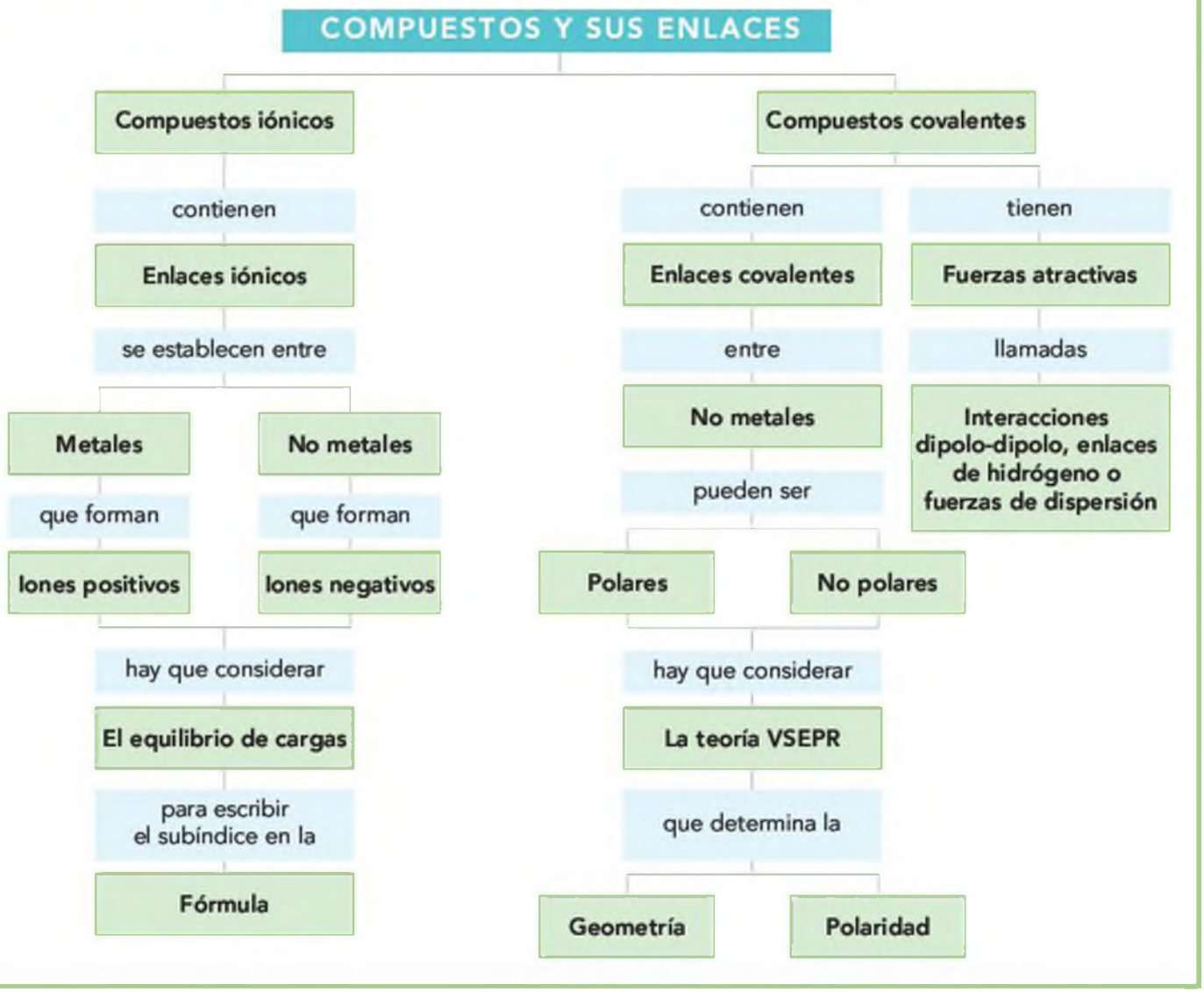
4.69 Identifica la principal interacción atractiva presente en las siguientes sustancias:
a. BrF **b.** KCl **c.** HF **d.** Cl_2

4.70 Identifica la principal interacción atractiva presente en las siguientes sustancias:
a. OF_2 **b.** MgF_2 **c.** Br_2 **d.** NH_3

4.71 Identifica la principal interacción atractiva presente en las siguientes sustancias:
a. H_2O **b.** Cl_2 **c.** HCl **d.** NF_3

4.72 Identifica la principal interacción atractiva presente en las siguientes sustancias:
a. O_2 **b.** HI **c.** NaF **d.** $CH_3—OH$

MAPA CONCEPTUAL



¡DE UN VISTAZO!

4.1 La regla del octeto y los iones

El objetivo es... escribir los símbolos de los iones sencillos de los elementos más comunes usando la regla del octeto.

La estabilidad de los gases nobles está relacionada con la formación de un octeto de 8 electrones en su capa de valencia (con la excepción del helio, que solo necesita 2 electrones para su estabilización). Los átomos de los elementos 1A-7A (1, 2, 13-17) se estabilizan ganando, perdiendo o compartiendo electrones de valencia al formar compuestos. Los metales forman octetos perdiendo electrones de valencia, y forman iones cargados positivamente (cationes): los del grupo 1A (1), 1+; los del grupo 2A (2), 2+ y los del grupo 3A (3), 3+. Cuando los no metales reaccionan con metales, los no metales ganan electrones para completar su octeto y forman iones cargados negativamente (aniones): los del grupo 5A (15), 3–; los del grupo 6A (16), 2– y los del grupo 7A (17), 1–.

4.2 Compuestos iónicos

El objetivo es... escribir correctamente la fórmula de un compuesto iónico teniendo en cuenta el equilibrio de cargas.

En la fórmula de los compuestos iónicos el total de las cargas iónicas positivas y negativas se equilibra. El equilibrio de cargas en la fórmula se consigue mediante subíndices colocados después del símbolo de cada elemento, de modo que la carga global sea cero.

4.3 Nomenclatura y formulación de compuestos iónicos

El objetivo es... a partir de la fórmula de un compuesto iónico, escribir su nombre; y a partir del nombre de un compuesto iónico, escribir su fórmula. Para nombrar compuestos iónicos se escribe en primer lugar el nombre del ión negativo, y a continuación el del ión positivo, utilizando entre ambos la preposición *de*. En los compuestos iónicos con 2 elementos se emplea la terminación *uro* en el nombre del ión negativo. Excepto los elementos Ag, Cd y Zn, los metales de transición forman cationes con 2 o más cargas iónicas. En estos casos, la carga del catión se determina a partir de la carga negativa total indicada por la fórmula y se indica en el nombre del compuesto con un número romano que se coloca al final.

4.4 Iones poliatómicos

El objetivo es... escribir la fórmula y el nombre de compuestos con iones poliatómicos.

Un ión poliatómico es una agrupación de iones no metálicos con carga eléctrica; por ejemplo, el ión carbonato, de fórmula CO_3^{2-}. La mayoría de los iones poliatómicos tienen la terminación *ato* o *ito*.

4.5 Compuestos covalentes

El objetivo es... a partir de la fórmula de un compuesto covalente, escribir su nombre; y a partir del nombre de un compuesto covalente, escribir su fórmula.

En un enlace covalente, los electrones son compartidos por 2 átomos no metálicos, de modo que cada uno de ellos complete su octeto (o un par electrónico en el caso del hidrógeno). En un enlace covalente no polar, los electrones se comparten por igual por los 2 átomos. En un enlace covalente polar, los electrones no se comparten por igual, ya que el átomo más electronegativo los atrae más. En algunos compuestos covalentes se necesitan enlaces dobles o triples para completar el octeto. Para nombrarlos se emplean prefijos que indican el subíndice de la fórmula para cada átomo, y en el nombre del elemento no metálico se coloca la terminación *uro*.

4.6 Electronegatividad y polaridad de enlaces

El objetivo es... determinar la polaridad de un enlace mediante la electronegatividad.

La electronegatividad es la capacidad de un átomo para atraer pares de electrones compartidos. Las electronegatividades de los metales son bajas, y las de los no metales son más altas. Cuando los átomos comparten por igual el par de electrones del enlace, se dice que el enlace es covalente no polar, y si los electrones no son compartidos por igual, se dice que es un enlace covalente polar. En los enlaces covalentes polares el átomo con menor electronegatividad tiene una carga parcial positiva (δ^+), y el átomo con mayor electronegatividad, una carga parcial negativa (δ^-). Los átomos que forman compuestos iónicos tienen grandes diferencias de electronegatividad.

4.7 Geometría y polaridad de las moléculas

El objetivo es... predecir la geometría tridimensional de las moléculas y clasificarlas como polares o no polares.

La teoría VSEPR establece que las repulsiones entre los electrones alrededor de un átomo central alejan lo máximo posible estos grupos de electrones. La geometría de la molécula se puede predecir a partir de la disposición de los átomos enlazados y de los pares sin compartir alrededor del átomo central. La geometría a la que dan lugar los electrones de 4 átomos que rodean a un átomo central sin pares electrónicos no compartidos es tetraédrica. Un átomo central unido a 3 átomos y con un par de electrones sin compartir adquiere una geometría piramidal; y para un átomo central unido a 2 átomos y con 2 pares sin compartir, la geometría es angular.

Las moléculas son no polares cuando tienen enlaces covalentes no polares, o bien cuando la disposición de sus enlaces covalentes polares que son dipolos hace que estos se anulen. En las moléculas polares, los dipolos de enlace no se anulan, porque hay átomos distintos unidos o pares electrónicos sin compartir en el átomo central.

4.8 Fuerzas de atracción intermoleculares

El objetivo es... describir las fuerzas atractivas entre iones, moléculas polares y moléculas no polares.

Los enlaces iónicos se establecen mediante fuerzas atractivas muy fuertes entre iones con cargas opuestas. Las fuerzas atractivas en compuestos covalentes polares son más débiles que en los compuestos iónicos y consisten en atracciones dipolo-dipolo y en enlaces de hidrógeno. Los compuestos covalentes no polares forman sólidos mediante dipolos temporales que originan las denominadas fuerzas de dispersión.

TÉRMINOS CLAVE

Angular Geometría de una molécula con 2 átomos unidos al átomo central y con 2 pares electrónicos sin compartir.

Anión Ión cargado negativamente, como el Cl^-, O^{2-} o SO_4^{2-}.

Atracciones dipolo-dipolo Fuerzas atractivas entre las cargas opuestas de los extremos de moléculas polares.

Carga iónica Diferencia entre el número de protones (positivos) y electrones (negativos). Se escribe en el vértice superior derecho del símbolo de un elemento o de un ión poliatómico.

Catión Ión cargado positivamente, como el Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+} o NH_4^+.

Dipolo Separación de cargas positivas y negativas en un enlace polar. Se indica mediante una flecha desde el átomo más positivo hacia el más negativo.

Electronegatividad Capacidad relativa de un elemento para atraer los electrones de un enlace.

Enlace covalente no polar Enlace covalente en el que los electrones son compartidos simétricamente por los átomos enlazados.

Enlace covalente polar Enlace covalente en el que los electrones no son compartidos por igual por los átomos enlazados.

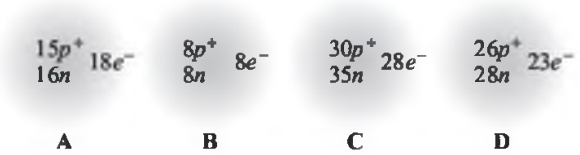
Enlace doble Compartición de 2 pares de electrones por 2 átomos.
Enlace de hidrógeno Atracción entre un átomo de H con carga parcial positiva y un átomo fuertemente electronegativo de F, O o N.
Enlace triple Compartición de 3 pares de electrones por 2 átomos.
Fórmula Grupo de símbolos y subíndices que representan los átomos o iones que forman un compuesto.
Fuerzas de dispersión Enlace polar débil, producto de la polarización temporal de moléculas no polares.
Ión Átomo o grupo de átomos con carga eléctrica debida a la ganancia o pérdida de electrones.
Ión poliatómico Grupo de átomos no metálicos enlazados entre sí y con carga eléctrica neta.
Molécula Unidad estructural más pequeña, formada por 2 o más átomos enlazados mediante enlace covalente.
Molécula no polar Molécula que solo posee enlaces no polares, o en la que los dipolos de enlace se anulan entre sí.
Molécula polar Molécula con dipolos de enlace que no se anulan.
Octeto Grupo de 8 electrones de valencia.
Piramidal Geometría de una molécula en la que un átomo central se une a otros 3 y posee un par de electrones sin compartir.
Regla del octeto Los elementos de los grupos 1A-7A (1, 2, 13-17) reaccionan con otros elementos formado enlaces covalentes o iónicos y alcanzando la configuración electrónica de tipo gas noble, que por lo general se consigue al completar con 8 electrones la capa energética más externa.
Teoría de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (VSEPR) Teoría que predice la geometría de las moléculas a partir de la disposición de los pares de electrones del átomo central, tan alejados entre sí como sea posible con el fin de minimizar la repulsión mutua entre ellos.
Tetraédrica Geometría de una molécula con 4 átomos unidos a uno central.

COMPRENDER LOS CONCEPTOS

4.73 **a.** ¿Cómo justifica la regla del octeto la formación del ión sodio?
b. ¿Qué gas noble tiene la misma configuración electrónica que el ión sodio?
c. ¿Por qué los elementos de los grupos 1A (1) y 2A (2) forman muchos compuestos, mientras que los del grupo 8A (18) no los forman?

4.74 **a.** ¿Cómo justifica la regla del octeto la formación del ión cloruro, Cl^-?
b. ¿Qué gas noble tiene la misma configuración electrónica que el ión cloruro, Cl^-?
c. ¿Por qué los elementos del grupo 7A (17) forman muchos compuestos, mientras que los del grupo 8A (18) no los forman?

4.75 Identifica cada uno de los siguientes átomos o iones:

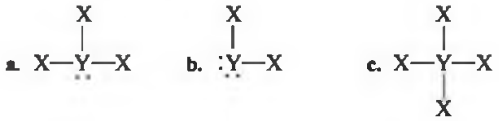


4.76 Fíjate en los siguientes enlaces:

Ca—O C—O K—O O—O N—O

a. ¿Cuáles son covalentes polares?
b. ¿Cuáles son covalentes no polares?
c. ¿Cuáles son iónicos?
d. Ordena los enlaces covalentes según su orden creciente de polaridad.

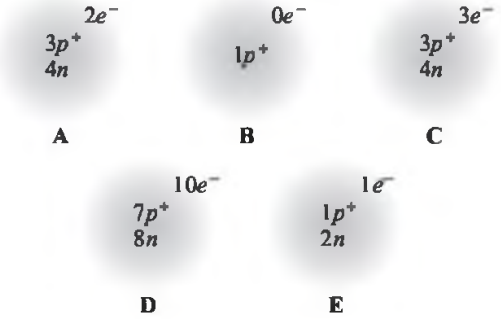
4.77 En las siguientes fórmulas electrón-punto, supón que X e Y son átomos de elementos no metálicos y que todos los enlaces son covalentes polares:



Asigna a cada una de las moléculas su correspondiente geometría y nómbrala. Indica si cada una de las moléculas es polar o no polar.

4.78 Como hemos visto en el apartado «Química y salud: Iones poliatómicos en huesos y dientes», el componente mineral del material óseo y de los dientes contiene hidroxiapatito de calcio —$Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2$—. Nombra los iones presentes en su fórmula.

4.79 Correlaciona las siguientes fórmulas y diagramas:
1. H **2.** Li **3.** Li^+
4. H^+ **5.** N^{3-}



4.80 Empleando las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos, escribe los símbolos punto-electrón de los átomos, cationes y aniones que forman y las fórmulas y nombres de sus compuestos iónicos:

Configuraciones electrónicas		Símbolos punto-electrón		Cationes	Aniones	Fórmula del compuesto	Nombre del compuesto
2, 8, 2	2, 5						
2, 8, 8, 1	2, 6						
2, 8, 3	2, 8, 7						
2, 1	2, 8, 6						

EJERCICIOS Y PROBLEMAS ADICIONALES

4.81 Escribe la configuración electrónica de:
a. N^{3-} b. Mg^{2+} c. P^{3-}
d. Al^{3+} e. Li^{+}

4.82 Escribe la configuración electrónica de:
a. K^{+} b. Na^{+} c. S^{2-}
d. Cl^{-} e. Ca^{2+}

4.83 Piensa en un ión con el símbolo X^{2+}.
a. ¿A qué grupo pertenece?
b. ¿Cuál es la representación punto-electrón del elemento?
c. Si X pertenece al tercer periodo, ¿de qué elemento se trata?
d. ¿Cuál es la fórmula del compuesto formado por X y el ión nitruro?

4.84 Piensa en un ión con el símbolo Y^{3-}.
a. ¿A qué grupo pertenece?
b. ¿Cuál es la representación punto-electrón del elemento?
c. Si Y pertenece al tercer periodo, ¿de qué elemento se trata?
d. ¿Cuál es la fórmula del compuesto formado por Ba^{2+} e Y?

4.85 Uno de los iones del estaño es el estaño(IV):
a. ¿Cuál es el símbolo de este ión?
b. ¿Cuántos protones y electrones tiene?
c. ¿Cuál es la fórmula del óxido de estaño(IV)?
d. ¿Cuál es la fórmula de fosfato de estaño(IV)?

4.86 Uno de los iones del oro es el oro(III):
a. ¿Cuál es el símbolo de este ión?
b. ¿Cuántos protones y electrones tiene?
c. ¿Cuál es la fórmula del sulfato de oro(III)?
d. ¿Cuál es la fórmula de nitrato de oro(III)?

4.87 Escribe la fórmula de los siguientes compuestos iónicos:
a. cloruro de oro(III) b. óxido de plomo(IV)
c. cloruro de plata d. nitruro de calcio
e. fosfuro de cobre(I) f. cloruro de cromo(II)

4.88 Escribe la fórmula de los siguientes compuestos iónicos:
a. óxido de estaño(IV)
b. sulfuro de hierro(III)
c. sulfato de plomo(II)
d. ioduro de cromo(III)
e. nitruro de litio
f. óxido de oro(I)

4.89 Nombra los siguientes compuestos:
a. NCl_3 b. SCl_2 c. N_2O
d. F_2 e. PCl_5 f. P_2O_5

4.90 Nombra los siguientes compuestos:
a. CBr_4 b. SF_6 c. Br_2
d. N_2O_4 e. SO_2 f. CS_2

4.91 Formula los siguientes compuestos:
a. monóxido de carbono b. pentóxido de difósforo
c. sulfuro de dihidrógeno d. dicloruro de azufre

4.92 Formula los siguientes compuestos:
a. dióxido de silicio b. tetrabromuro de carbono
c. trióxido de azufre d. óxido de dinitrógeno

4.93 Clasifica los siguientes compuestos como iónicos o covalentes y nómbralos:
a. $FeCl_3$ b. Na_2SO_4 c. N_2O
d. F_2 e. PCl_5 f. CF_4

4.94 Clasifica los siguientes compuestos como iónicos o covalentes y nómbralos:
a. $Al_2(CO_3)_3$ b. SF_6 c. Br_2
d. Mg_3N_2 e. SO_2 f. $CrPO_4$

4.95 Formula los siguientes compuestos:
a. carbonato de estaño(II)
b. fosfuro de litio
c. tetracloruro de silicio
d. sulfuro de hierro(II)
e. bromo
f. bromuro de calcio

4.96 Formula los siguientes compuestos:
a. carbonato de sodio
b. dióxido de nitrógeno
c. nitrato de aluminio
d. nitruro de cobre(I)
e. fosfato de potasio
f. óxido de plomo(IV)

4.97 Señala el enlace más polar en las siguientes parejas:
a. C—N o C—O b. N—F o N—Br
c. Br—Cl o S—Cl d. Br—Cl o Br—I
e. N—F o N—O

4.98 Señala el enlace más polar en las siguientes parejas:
a. C—C o C—O b. P—Cl o P—Br
c. Si—S o Si—Cl d. F—Cl o F—Br
e. P—O o P—S

4.99 Calcula la diferencia de electronegatividad y clasifica cada uno de los siguientes enlaces como covalente no polar, covalente polar o iónico:
a. Si—Cl **b.** C—C **c.** Na—Cl
d. C—H **e.** F—F

4.100 Calcula la diferencia de electronegatividad y clasifica cada uno de los siguientes enlaces como covalente no polar, covalente polar o iónico:
a. C—N **b.** Cl—Cl **c.** K—Br
d. H—H **e.** N—F

4.101 Clasifica las siguientes moléculas como polares o no polares:
a. PBr_3 **b.** CH_3Cl **c.** SiF_4

4.102 Clasifica las siguientes moléculas como polares o no polares:
a. GeH_4 **b.** PCl_3 **c.** SCl_2

4.103 Predice la geometría y la polaridad de las siguientes moléculas:
a. Un átomo central con un par sin compartir y unido a 3 átomos iguales.
b. Un átomo central con 2 pares sin compartir y unido a 2 átomos.

4.104 Predice la geometría y la polaridad de las siguientes moléculas:
a. Un átomo central unido a 4 átomos iguales y sin pares sin compartir.
b. Un átomo central unido a 4 átomos distintos y sin pares sin compartir.

4.105 Predice la geometría y la polaridad de las siguientes moléculas:
a. H_2S **b.** NF_3

4.106 Predice la geometría y la polaridad de las siguientes moléculas:
a. H_2O **b.** CF_4

4.107 Indica la principal fuerza atractiva —(1) iónica, (2) dipolo-dipolo, (3) enlace de hidrógeno o (4) fuerzas de dispersión— entre las partículas de las siguientes sustancias:
a. NH_3 **b.** HI **c.** Br_2 **d.** Cs_2O

4.108 Indica la principal fuerza atractiva —(1) iónica, (2) dipolo-dipolo, (3) enlace de hidrógeno o (4) fuerzas de dispersión— entre las partículas de las siguientes sustancias:
a. $CHCl_3$ **b.** H_2O **c.** LiCl **d.** Cl_2

¡ACEPTA EL RETO!

4.109 Completa la siguiente tabla con átomos o iones:

Átomo o ión	Número de protones	Número de electrones	Electrones ganados/perdidos
K^+			
	$12p^+$	$10e^-$	
	$8p^+$		$2e^-$ ganados
		$10e^-$	$3e^-$ perdidos

4.110 Completa la siguiente tabla con átomos o iones:

Átomo o ión	Número de protones	Número de electrones	Electrones ganados/perdidos
	$30p^+$		$2e^-$ perdidos
	$36p^+$	$36e^-$	
	$16p^+$		$2e^-$ ganados
		$46e^-$	$4e^-$ perdidos

4.111 Considera las siguientes fórmulas punto-electrón de los elementos X e Y:

$X\cdot$ $\ddot{Y}\cdot$

a. ¿Cuáles son los grupos de X y de Y?
b. Un compuesto formado por X e Y ¿será iónico o covalente?
c. ¿A qué iones darían lugar X e Y?
d. ¿Cuál sería la fórmula de un compuesto formado por X e Y?
e. ¿Cuál sería la fórmula de un compuesto formado por X y azufre?
f. ¿Cuál sería la fórmula de un compuesto formado por Y y cloro?
g. El compuesto del apartado f, ¿sería iónico o covalente?

4.112 Considera las siguientes fórmulas punto-electrón de los elementos X e Y:

$\dot{X}\cdot$ $\cdot\ddot{Y}\cdot$

a. ¿Cuáles son los grupos de X y de Y?
b. Un compuesto formado por X e Y ¿será iónico o covalente?
c. ¿A qué iones darían lugar X e Y?
d. ¿Cuál sería la fórmula de un compuesto formado por X e Y?
e. ¿Cuál sería la fórmula de un compuesto formado por X y azufre?
f. ¿Cuál sería la fórmula de un compuesto formado por Y y cloro?
g. El compuesto del apartado f, ¿sería iónico o covalente?

4.113 Identifica el grupo del sistema periódico al que pertenece X en los siguientes compuestos iónicos:
a. XCl_3 **b.** Al_2X_3 **c.** XCO_3

4.114 Identifica el grupo del sistema periódico al que pertenece X en los siguientes compuestos iónicos:
a. X_2O_3 **b.** X_2SO_3 **c.** Na_3X

4.115 Clasifica los siguientes compuestos según su naturaleza iónica o covalente y nómbralos:
a. Li_2O **b.** N_2O **c.** CF_4
d. $Cr(NO_3)_2$ **e.** $Mg(HCO_3)_2$ **f.** NF_3
g. $CaCl_2$ **h.** K_3PO_4 **i.** $Au_2(SO_3)_3$
j. I_2

4.116 Clasifica los siguientes compuestos según su naturaleza iónica o covalente y nómbralos:
a. $FeCl_2$ **b.** Cl_2O_7 **c.** N_2
d. $Ca_3(PO_4)_2$ **e.** PCl_3 **f.** $Al(NO_3)_2$
g. $PbCl_4$ **h.** $MgCO_3$ **i.** NO_2
j. $SnSO_4$

RESPUESTAS

Respuestas de *¡Ahora tú!*

4.1 $35p^+$ y $36e^-$

4.2 K^+ y S^{2-}

4.3 Ca^{2+} y O^{2-}; CaO

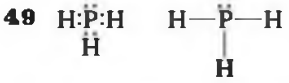
4.4 cloruro de calcio

4.5 óxido de oro(I)

4.6 Cr_2O_3

4.7 $(NH_4)_3PO_4$

4.8 fosfato de calcio

4.9 

4.10 **a.** tetrabromuro de silicio
b. óxido de dibromo

4.11 IF_5

4.12 Nitrato de hierro(II)

4.13 **a.** covalente polar (0,7)
b. covalente no polar (0)
c. iónico (2,6)

4.14 El azufre tiene 4 pares de electrones, 2 átomos enlazados y 2 pares sin compartir. La geometría del SCl_2 es angular.

4.15 Polar.

4.16 Las fuerzas atractivas entre las moléculas de H_2S son de tipo dipolo-dipolo, mientras que entre las moléculas de H_2O se forman enlaces de hidrógeno, que son más fuertes y necesitan mayor energía para su ruptura.

Respuestas de los *Ejercicios y problemas* seleccionados

4.1 **a.** 1 **b.** 2 **c.** 3 **d.** 1 **e.** 2

4.3 **a.** Li^+ **b.** F^- **c.** Mg^{2+} **d.** Fe^{3+} **e.** Zn^{2+}

4.5 **a.** Cl^- **b.** K^+ **c.** O^{2-} **d.** Al^{3+}

4.7 **a.** K **b.** Cl^- **c.** Ca **d.** K^+

4.9 **a, c**

4.11 **a.** Na_2O **b.** $AlBr_3$ **c.** BaO **d.** $MgCl_2$ **e.** Al_2S_3

4.13 **a.** Na^+ y S^{2-}, Na_2S
b. K^+ y N^{3-}, K_3N
c. Al^{3+} y I^-, AlI_3
d. Li^+ y O^{2-}, Li_2O

4.15 **a.** óxido de aluminio
b. cloruro de calcio
b. óxido de sodio
c. nitruro de magnesio
d. ioduro potásico

4.17 La mayoría de los metales de transición forma más de un ión positivo. Para diferenciarlos, se escribe tras su nombre un número romano entre paréntesis que indica su carga iónica. Por ejemplo, el hierro forma Fe^{2+} y Fe^{3+}, que se nombran como hierro (II) y hierro(III) respectivamente.

4.19 **a.** hierro(II)
b. cobre(II)
c. zinc
d. plomo(IV)
e. cromo(III)

4.21 **a.** cloruro de estaño(II)
b. óxido de potasio
c. sulfuro de cobre(I)
d. sulfuro de cobre(II)
e. bromuro de cromo(III)
f. cloruro de zinc

4.23 **a.** Au^{3+} **b.** Fe^{3+} **c.** Pb^{4+} **d.** Sn^{2+}

4.25 **a.** $MgCl_2$ **b.** Na_2S **c.** Cu_2O **d.** Zn_3P_2 **e.** AuN **f.** $CrCl_2$

4.27 **a.** HCO_3^- **b.** NH_4^+ **c.** PO_4^{3-} **d.** HSO_4^-

4.29 **a.** sulfato **b.** carbonato **c.** fosfato **d.** nitrato

4.31

	OH^-	NO_2^-	CO_3^{2-}	HSO_4^-	PO_4^{3-}
Li^+	LiOH	$LiNO_2$	Li_2CO_3	$LiHSO_4$	Li_3PO_4
Cu^{2+}	$Cu(OH)_2$	$Cu(NO_2)_2$	$CuCO_3$	$Cu(HSO_4)_2$	$Cu_3(PO_4)_2$
Ba^{2+}	$Ba(OH)_2$	$Ba(NO_2)_2$	$BaCO_3$	$Ba(HSO_4)_2$	$Ba_3(PO_4)_2$

4.33 **a.** CO_3^{2-}, carbonato de sodio
b. NH_4^+, cloruro de amonio
c. PO_4^{3-}, fosfato de litio
d. NO_2^-, nitrito de cobre(II)
e. SO_3^{2-}, sulfito de hierro(II)

4.35 **a.** $Ba(OH)_2$
b. Na_2SO_4
c. $Fe(NO_3)_2$
d. $Zn_3(PO_4)_2$
e. $Fe_2(CO_3)_3$

4.37 **a.** o **b.** o

c. o **d.** o

4.39 **a.** tribromuro de fósforo
b. tetrabromuro de carbono
c. dióxido de silicio
d. fluoruro de hidrógeno

4.41 **a.** trióxido de dinitrógeno
b. tricloruro de nitrógeno
c. tetrabromuro de silicio
d. pentacloruro de fósforo

4.43 **a.** CCl_4 **b.** CO **c.** PCl_3 **d.** N_2O_4

4.45 **a.** OF_2 **b.** BF_3 **c.** N_2O_3 **d.** SF_6

4.47 **a.** Sulfato de aluminio
b. carbonato de calcio
c. óxido de dinitrógeno
d. fosfato de sodio
e. sulfato de amonio
f. óxido de hierro(III)

4.49 La electronegatividad aumenta hacia la derecha en un periodo.

4.51 **a.** K, Na, Li **b.** Na, P, Cl **c.** Ca, Se, O

4.53 **a.** covalente polar
b. iónico
c. covalente polar
d. covalente no polar
e. covalente polar
f. covalente polar

4.55 **a.** $\overset{\delta+}{N}—\overset{\delta-}{F}$ **b.** $\overset{\delta+}{Si}—\overset{\delta-}{Br}$ **c.** $\overset{\delta+}{C}—\overset{\delta-}{O}$
d. $\overset{\delta+}{P}—\overset{\delta-}{Br}$ **e.** $\overset{\delta+}{B}—\overset{\delta-}{Cl}$

4.57 tetraédrica

4.59 Los 4 pares electrónicos alrededor del fósforo en el PCl_3 tienen una geometría tetraédrica, mientras que 3 átomos unidos a uno central con un par sin compartir dan lugar a una geometría piramidal.

4.61 Tanto en el PH_3 como en el NH_3, el átomo central está unido a 3 átomos, y hay un par sin compartir. La geometría de ambos es piramidal.

4.63 **a.** angular
b. tetraédrica

4.65 El Cl_2 es una molécula no polar, ya que, como tienen igual electronegatividad, entre los átomos de cloro se establece un enlace covalente no polar. En el HCl el enlace es polar, lo que hace que la molécula de HCl sea polar.

4.67 **a.** polar
b. polar
c. no polar

4.69 **a.** atracciones dipolo-dipolo
b. iónico
c. enlace de hidrógeno
d. fuerzas de dispersión

4.71 **a.** enlace de hidrógeno
b. fuerzas de dispersión
c. atracciones dipolo-dipolo
d. atracciones dipolo-dipolo

4.73 **a.** Al perder un electrón de la tercera capa, el sodio forma un octeto en su segundo nivel energético.
b. El ión Na^+ presenta la misma configuración electrónica que el neón (2, 8).
c. Los elementos de los grupos 1A (1) y 2A (2) alcanzan la configuración electrónica de gas noble perdiendo electrones al formar compuestos. Los elementos del grupo 8A (18) son estables, ya que tienen octetos (o 2 electrones en el caso del helio) sin necesidad de formar compuestos.

4.75 **a.** $P3^-$ ión
b. O átomo
c. Zn^{2+} ión
d. Fe^{3+} ión

4.77 **a.** 2, piramidal, polar
b. 1, angular, polar
c. 3, tetraédrica, no polar

4.79 **1.** H (E) **2.** Li (C) **3.** Li^+ (A)
4. H^+ (B) **5.** N^{3-} (D)

4.81 **a.** 2, 8 **b.** 2, 8 **c.** 2, 8, 8
d. 2, 8 **e.** 2

4.83 **a.** 2A (2) **b.** $\dot{X}\cdot$
c. Mg **d.** X_3N_2

4.85 **a.** Sn^{4+}
b. 50 protones y 46 electrones
c. SnO_2
d. $Sn_3(PO_4)_4$

4.87 **a.** $AuCl_3$ **b.** PbO_2 **c.** AgCl
d. Ca_3N_2 **e.** Cu_3P **f.** $CrCl_2$

4.89 **a.** tricloruro de nitrógeno
b. dicloruro de azufre
c. óxido de dinitrógeno
d. flúor
e. pentacloruro de fósforo
f. pentóxido de difósforo

4.91 **a.** CO **b.** P_2O_5 **c.** H_2S **d.** SCl_2

4.93 **a.** iónico, cloruro de hierro(III)
b. iónico, sulfato de sodio
c. covalente, óxido de dinitrógeno
d. covalente, flúor
e. covalente, pentacloruro de fósforo
f. covalente, tetrafluoruro de carbono

4.95 **a.** $SnCO_3$ **b.** Li_3P **c.** $SiCl_4$
d. Fe_2S_3 **e.** Br_2 **f.** $CaBr_2$

4.97 **a.** C—O **b.** N—F **c.** S—Cl
d. Br—I **e.** N–F

4.99 **a.** covalente polar (Cl 3,0 – Si 1,8 = 1,2)
b. covalente no-polar (C 2,5 – C 2,5 = 0)
c. iónico (Cl 3,0 – Na 0,9 = 2,1)
d. covalente no-polar (C 2,5 – H 2,1 = 0,4)
e. covalente no-polar (F 4,0 – F 4,0 = 0)

4.101 **a.** polar
b. polar
c. no polar

4.103 **a.** piramidal, polar
b. angular, polar

4.105 **a.** angular, polar
b. piramidal, polar

4.107 **a.** (3) enlace de hidrógeno
b. (2) dipolo-dipolo
c. (4) fuerzas de dispersión
d. (1) iónico

4.109

Átomo o ión	Número de protones	Número de electrones	Electrones ganados/perdidos
K^+	$19p^+$	$18e^-$	$1e^-$ perdido
Mg^{2+}	$12p^+$	$10e^-$	$2e^-$ perdidos
O^{2-}	$8p^+$	$10e^-$	$2e^-$ ganados
Al^{3+}	$13p^+$	$10e^-$	$3e^-$ perdidos

4.111 **a.** X= grupo 1A (1), Y = grupo 6A (16)
b. Iónico
c. X^+ e Y^{2-}
d. X_2Y
e. X_2S
f. YCl_2
g. Covalente

4.113 **a.** Grupo 3A (13)
b. Grupo 6A (16)
c. Grupo 2A (2)

4.115 **a.** iónico, óxido de litio
b. covalente, óxido de dinitrógeno
c. covalente, tetrafluoruro de carbono
d. iónico, nitrato de cromo(II)
e. iónico, bicarbonato de magnesio o hidrogenocarbonato de magnesio
f. covalente, trifluoruro de nitrógeno
g. iónico, cloruro de calcio
h. iónico, fosfato de potasio
i. iónico, sulfito de oro(III)
j. covalente, yodo

5 Cantidades y reacciones químicas

EN ESTA UNIDAD...

5.1 El mol

5.2 Masa molar

5.3 Cambios químicos

5.4 Ecuaciones químicas

5.5 Tipos de reacciones

5.6 Reacciones de oxidación-reducción

5.7 Relaciones entre moles en las ecuaciones químicas

5.8 Cálculos de masas para las reacciones

5.9 La energía en las reacciones químicas

«En nuestro laboratorio de ciencias de la alimentación desarrollamos una gran variedad de alimentos, desde bollería tipo donuts hasta bebidas energéticas», dice Anne Cristofano, técnica superior en alimentación en Mattson & Company. «Cuando comenzó el proyecto de los donuts, investigamos los ingredientes, los pesamos en el laboratorio, añadimos agua para hacer la masa y cocinamos los donuts en una freidora. La masa y la temperatura del aceite suponen grandes dificultades. Cuando no conseguimos el sabor y la textura deseados, ajustamos los ingredientes —como el azúcar y la harina— o la temperatura».

Un técnico en alimentación estudia las propiedades físicas y químicas de los alimentos y desarrolla métodos científicos para su «procesado» y conservación durante mucho tiempo antes de su consumo. Los productos de alimentación se prueban para conocer su textura, color y olor, y los resultados de estas pruebas ayudan a mejorar la calidad y seguridad de los alimentos.

the Chemistry place

Visita **www.chemplace.com** y encontrarás cuestiones adicionales, tutoriales interactivos, información profesional, diapositivas en PowerPoint para repasar el capítulo, ayuda para resolver las operaciones matemáticas y casos prácticos.

En química, se calculan y miden las cantidades de las sustancias que se emplean en el laboratorio. En realidad, medir la cantidad de una sustancia es algo que hacemos todos los días: cuando cocinamos, medimos las cantidades adecuadas de los ingredientes para que no sobre uno y falte otro; en la gasolinera medimos la cantidad de gasolina que echamos en el depósito; cuando vamos a pintar las paredes de una habitación medimos su área y compramos la cantidad de pintura adecuada para cubrirla. En el laboratorio, la fórmula de una sustancia indica el número y tipo de átomos que la forman, y a partir de ahí se calcula la cantidad de sustancia.

Las reacciones químicas se dan en todas partes. La gasolina de los coches se quema con oxígeno para proporcionar energía para mover el coche, oír la radio o que funcione el aire acondicionado; cuando calentamos la comida o nos teñimos el pelo, tienen lugar reacciones químicas. En el cuerpo humano, las reacciones químicas transforman la comida en moléculas para formar los músculos y que podamos movernos. En las hojas de los árboles y en las plantas, el dióxido de carbono y el agua se transforman en hidratos de carbono.

Algunas reacciones químicas son sencillas y otras son bastante complejas, pero todas pueden escribirse con las ecuaciones químicas empleadas por los químicos. En cualquier reacción química, los átomos de las sustancias que reaccionan, llamadas reactivos, se reorganizan para formar nuevas sustancias llamadas productos.

En este capítulo veremos cómo se escriben las ecuaciones y cómo se puede determinar la cantidad de reactivo o producto involucrado. Es lo mismo que hacemos en casa cuando seguimos una receta para hacer galletas, o prácticamente lo mismo que hace el mecánico de un taller de reparación de automóviles cuando calibra el sistema de combustión para ajustar las cantidades de gasolina y oxígeno. Y en el cuerpo humano, por ejemplo, es necesario que una cierta cantidad de O_2 alcance los tejidos para que tengan lugar eficazmente las reacciones metabólicas; si la oxigenación de la sangre es escasa, el terapeuta oxigenará al paciente y comprobará los niveles en sangre.

EL OBJETIVO ES...

usar el número de Avogadro para calcular el número de partículas en un determinado número de moles.

5.1 EL MOL

En la pollería, compramos los huevos por docenas y en el supermercado, los refrescos se compran por packs. Los términos *docena* y *pack* se emplean para contar el número de unidades incluidas. Por ejemplo, al comprar una docena de huevos, sabemos que hay doce huevos en el cartón.

El número de Avogadro

En química, las partículas como los átomos, moléculas y iones se cuentan por **moles**, una unidad que contiene $6{,}02 \times 10^{23}$ piezas. Este número tan grande, que se conoce como **número de Avogadro** —en reconocimiento a Amadeo Avogadro, un físico italiano—, presenta este aspecto cuando se representa con tres cifras significativas:

Número de Avogadro

$$602\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000 = 6{,}02 \times 10^{23}$$

Un mol de un elemento contiene el número de Avogadro de átomos. Por ejemplo, 1 mol de carbono contiene $6{,}02 \times 10^{23}$ átomos de carbono; 1 mol de aluminio contiene $6{,}02 \times 10^{23}$ átomos de aluminio; 1 mol de azufre contiene $6{,}02 \times 10^{23}$ átomos de azufre.

1 mol de un elemento = $6{,}02 \times 10^{23}$ átomos de ese elemento

El número de Avogadro indica que un mol de un compuesto contiene $6{,}02 \times 10^{23}$ de las partículas en concreto que componen dicho compuesto. Un mol de un compuesto covalente contiene el número de Avogadro de moléculas. Por ejemplo, un mol de CO_2 contiene $6{,}02 \times 10^{23}$ moléculas de CO_2. Un mol de un compuesto iónico contiene el número de Avogadro de **unidades fórmula**, que son los grupos de iones representados por la fórmula del compuesto iónico. Un mol de NaCl contiene $6{,}02 \times 10^{23}$ unidades fórmula de NaCl (Na^+, Cl^-). En la tabla 5.1 se recogen ejemplos del número de partículas que hay en 1 mol de algunos compuestos.

Cálculos de partículas y moles

Moles de un elemento o compuesto

Número de Avogadro

Partículas: átomos, iones, o unidades fórmula

TABLA 5.1 Número de partículas en muestras de 1 mol

Sustancia	Número y tipo de partículas
1 mol de aluminio	$6{,}02 \times 10^{23}$ átomos de aluminio
1 mol de azufre	$6{,}02 \times 10^{23}$ átomos de azufre
1 mol de agua (H_2O)	$6{,}02 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O
1 mol de NaCl	$6{,}02 \times 10^{23}$ unidades fórmula de NaCl
1 mol de vitamina C ($C_6H_8O_6$)	$6{,}02 \times 10^{23}$ moléculas de vitamina C

El número de Avogadro puede utilizarse como factor de conversión entre los moles de una sustancia y el número de partículas que contiene.

$$\frac{6{,}02 \times 10^{23}\ \text{partículas}}{1\ \text{mol}} \quad \text{y} \quad \frac{1\ \text{mol}}{6{,}02 \times 10^{23}\ \text{partículas}}$$

Por ejemplo, se puede utilizar el número de Avogadro para convertir 4,00 moles de azufre en átomos de azufre:

$$4{,}00\ \cancel{\text{moles de átomos de S}} \times \underbrace{\frac{6{,}02 \times 10^{23}\ \text{átomos de S}}{1\ \cancel{\text{mol de átomos de S}}}}_{\text{El número de Avogadro como factor de conversión}} = 2{,}41 \times 10^{24}\ \text{átomos de azufre}$$

También se puede utilizar el número de Avogadro para convertir $3{,}01 \times 10^{24}$ moléculas de CO_2 en moles de CO_2:

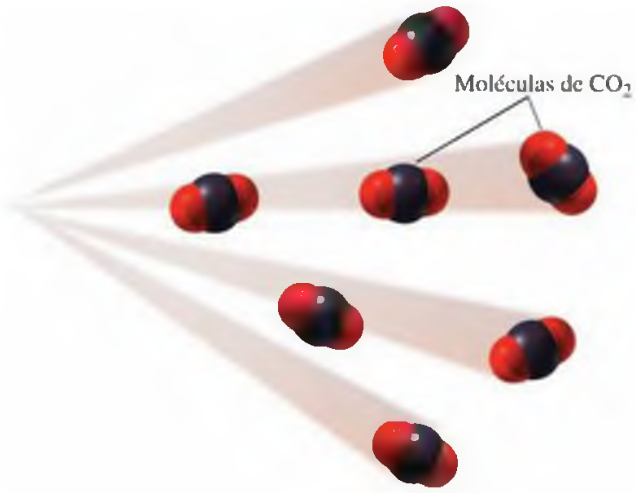
$$3{,}01 \times 10^{24}\ \cancel{\text{moléculas de } CO_2} \times \underbrace{\frac{1\ \text{mol de moléculas de } CO_2}{6{,}02 \times 10^{23}\ \cancel{\text{moléculas de } CO_2}}}_{\text{El número de Avogadro como factor de conversión}}$$

$$= 5{,}00\ \text{moles de moléculas de } CO_2$$

EJERCICIO RESUELTO 5.1

Calcular el número de moléculas

¿Cuántas moléculas hay en 1,75 moles de dióxido de carbono, CO_2?



SOLUCIÓN

Paso 1 **Dato** 1,75 moles de CO_2 **Incógnita** moléculas de CO_2

Paso 2 **Método** moles de CO_2 Número de Avogadro moléculas de CO_2

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión.**

$$1 \text{ mol de } CO_2 = 6{,}02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } CO_2$$

$$\frac{6{,}02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } CO_2}{1 \text{ mol de } CO_2} \text{ y } \frac{1 \text{ mol de } CO_2}{6{,}02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } CO_2}$$

Paso 4 **Resolución del problema.** Calcular el número de moléculas de CO_2

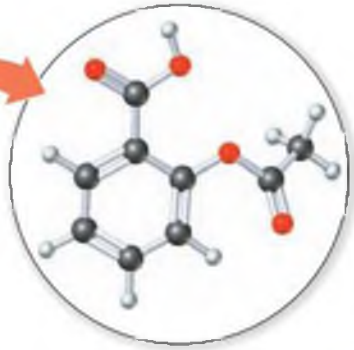
$$1{,}75 \cancel{\text{moles de } CO_2} \times \frac{6{,}02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } CO_2}{1 \cancel{\text{mol de } CO_2}} = 1{,}05 \times 10^{24} \text{ moléculas de } CO_2$$

¡AHORA TÚ!

¿Cuántos moles de agua (H_2O) forman $2{,}60 \times 10^{23}$ moléculas de agua?

Moles de elementos en una fórmula

Ya hemos visto que los subíndices de la fórmula química de un compuesto indican el número de átomos de cada tipo de elemento. Por ejemplo, en una molécula de aspirina, de fórmula química $C_9H_8O_4$, hay 9 átomos de carbono, 8 átomos de hidrógeno y 4 átomos de oxígeno. Los subíndices también indican el número de moles de cada elemento que hay en un mol de aspirina: 9 moles de átomos de carbono, 8 moles de átomos de hidrógeno y 4 moles de átomos de oxígeno.



Aspirina $C_9H_8O_4$

Número de átomos en 1 molécula

Carbono (C) Hidrógeno (H) Oxígeno (O)

Los subíndices de la fórmula indican que:

$C_9H_8O_4$

	Carbono	**Hidrógeno**	**Oxígeno**
Átomos en 1 molécula	9 átomos de C	8 átomos de H	4 átomos de O
Moles de átomos en 1 mol	9 moles de C	8 moles de H	4 moles de O

A partir de los subíndices de la fórmula, $C_9H_8O_4$, podemos escribir los factores de conversión para cada elemento en 1 mol de aspirina:

$$\frac{9 \text{ moles de C}}{1 \text{ mol de } C_9H_8O_4} \qquad \frac{8 \text{ moles de H}}{1 \text{ mol de } C_9H_8O_4} \qquad \frac{4 \text{ moles de O}}{1 \text{ mol de } C_9H_8O_4}$$

$$\frac{1 \text{ mol de } C_9H_8O_4}{9 \text{ moles de C}} \qquad \frac{1 \text{ mol de } C_9H_8O_4}{8 \text{ moles de H}} \qquad \frac{1 \text{ mol de } C_9H_8O_4}{4 \text{ moles de O}}$$

EJERCICIO RESUELTO 5.2

Calcular los moles de un elemento en un compuesto

En 1,50 moles de aspirina ($C_9H_8O_4$), ¿cuántos moles de carbono hay?, ¿a cuántos átomos de carbono corresponden?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Dato** 1,50 moles de $C_9H_8O_4$ **Incógnita** moles de C

Paso 2 **Método** moles de $C_9H_8O_4$ → Subíndice → moles de átomos de C

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión.**

$$1 \text{ mol de } C_9H_8O_4 = 9 \text{ moles de C}$$

$$\frac{9 \text{ moles de C}}{1 \text{ mol de } C_9H_8O_4} \text{ y } \frac{1 \text{ mol de } C_9H_8O_4}{9 \text{ moles de C}}$$

Paso 4 **Resolución del problema.**

$$1{,}50 \cancel{\text{ moles de } C_9H_8O_4} \times \frac{9 \text{ moles de C}}{1 \cancel{\text{ mol de } C_9H_8O_4}} = 13{,}5 \text{ moles de C}$$

El número de átomos de C se calcula a partir de los moles de C, empleando el número de Avogadro.

$$13{,}5\ \cancel{\text{moles de C}} \times \frac{6{,}02 \times 10^{23}\ \text{átomos de C}}{1\ \cancel{\text{mol de C}}} = 8{,}13 \times 10^{24}\ \text{átomos de C}$$

Los factores de conversión de los subíndices y del número de Avogadro pueden combinarse para calcular el número de átomos de carbono a partir de los moles de $C_9H_8O_4$.

$$1{,}5\ \cancel{\text{moles de } C_9H_8O_4} \times \frac{9\ \cancel{\text{moles de C}}}{1\ \cancel{\text{mol de } C_9H_8O}} \times \frac{6{,}02 \times 10^{23}\ \text{átomos de C}}{1\ \cancel{\text{mol de átomos de C}}}$$

$$= 8{,}13 \times 10^{24}\ \text{átomos de C}$$

¡AHORA TÚ!

¿Cuántos moles de aspirina ($C_9H_8O_4$) contienen 0,480 moles de átomos de O?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

El mol

5.1 ¿Qué es un mol?

5.2 ¿Qué es el número de Avogadro?

5.3 Calcula utilizando el número de Avogadro:
- **a.** el número de átomos de C en 0,500 moles de C
- **b.** el número de moléculas de SO_2 en 1,28 moles de SO_2
- **c.** los moles de Fe en $5{,}22 \times 10^{22}$ átomos de Fe
- **d.** los moles de C_2H_5OH en $8{,}50 \times 10^{24}$ moléculas de C_2H_5OH

5.4 Calcula utilizando el número de Avogadro:
- **a.** el número de átomos de Li en 4,5 moles de Li
- **b.** el número de moléculas de CO_2 en 0,0180 moles de CO_2
- **c.** los moles de Cu en $7{,}8 \times 10^{21}$ átomos de Cu
- **d.** los moles de C_2H_6 en $3{,}75 \times 10^{23}$ moléculas de C_2H_6

5.5 Calcula cada una de las siguientes cantidades en 2,00 moles de H_3PO_4:
- **a.** moles de H
- **b.** moles de O
- **c.** átomos de P
- **d.** átomos de O

5.6 Calcula cada una de las siguientes cantidades en 0,185 moles de $(C_3H_5)_2O$:
- **a.** moles de C
- **b.** moles de O
- **c.** átomos de H
- **d.** átomos de C

5.7 La fórmula de la quinina es $C_{20}H_{24}N_2O_2$.
- **a.** ¿Cuántos moles de hidrógeno hay en 1,0 moles de quinina?
- **b.** ¿Cuántos moles de carbono hay en 5,00 moles de quinina?
- **c.** ¿Cuántos moles de nitrógeno hay en 0,020 moles de quinina?

5.8 En los antitranspirantes se emplea un compuesto de fórmula $Al_2(SO_4)_3$.
- **a.** ¿Cuántos moles de azufre hay en 3,0 moles de $Al_2(SO_4)_3$?
- **b.** ¿Cuántos moles de iones aluminio hay en 0,40 moles de $Al_2(SO_4)_3$?
- **c.** ¿Cuántos moles de iones sulfato (SO_4^{2-}) hay en 1,5 moles de $Al_2(SO_4)_3$?

EL OBJETIVO ES...

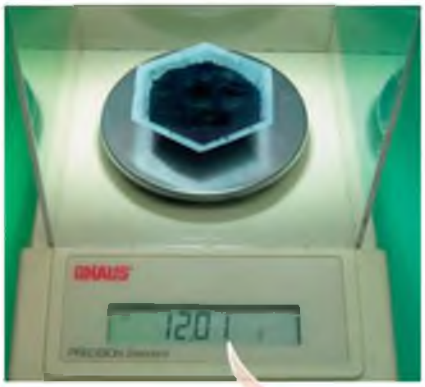
determinar la masa molar de una sustancia, y usar la masa molar para interconvertir gramos y moles.

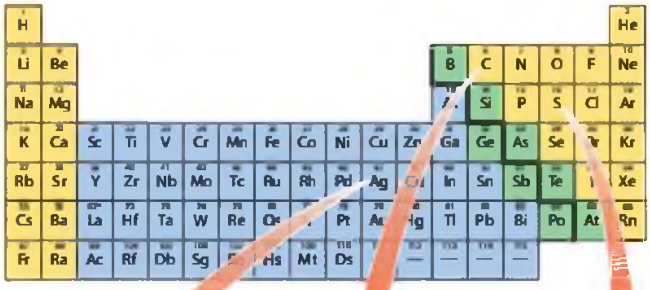
WEB TUTORIAL
Stoichiometry

5.2 MASA MOLAR

Un átomo o una molécula aislados son demasiado pequeños para poder pesarlos, incluso con la balanza más sensible. De hecho, se necesita un número enorme de átomos o de moléculas de una sustancia para que pueda verse. La cantidad de agua que contiene el número de Avogadro de moléculas de agua es solamente unos sorbos. En el laboratorio, se puede usar una balanza para pesar el número de Avogadro de partículas o 1 mol de una sustancia.

Para cualquier elemento, la cantidad llamada **masa molar** es la cantidad en gramos igual a la masa atómica del elemento. Se tienen $6{,}02 \times 10^{23}$ átomos de un elemento cuando se pesa un número de gramos igual a su masa molar. Por ejemplo, si se necesitan 1 mol de átomos de carbono (C), lo primero que se hace es buscar en la tabla periódica la masa atómica del carbono: 12,01. Para obtener 1 mol de átomos de carbono, se deberían pesar 12,01 g de carbono. Es decir, se encuentra la masa molar del carbono buscando la masa atómica en la tabla periódica.





$6{,}02 \times 10^{23}$ átomos de C

1 mol de átomos de C

12,01 g de átomos de C

47 Ag 107,9	6 C 12,01	16 S 32,07
1 mol de átomos de plata tiene una masa de 107,9 g	1 mol de átomos de carbono tiene una masa de 12,01 g	1 mol de átomos de azufre tiene una masa de 32,07 g

Masa molar de un compuesto

Para determinar la masa molar de un compuesto, se multiplica la masa molar de cada elemento por su subíndice en la fórmula, y se suman los resultados. Por ejemplo, la masa molar del trióxido de azufre (SO_3) se obtiene sumando la masa molar de 1 mol de azufre y 3 moles de oxígeno. ***A lo largo del libro, se redondearán las masas molares a las décimas (0,1 g) para todos los cálculos.***

Paso 1 Usando la tabla periódica, averiguamos las masas molares de azufre y oxígeno.

$$\frac{32{,}1 \text{ g de S}}{1 \text{ mol de S}} \qquad \frac{16 \text{ g de O}}{1 \text{ mol de O}}$$

Paso 2 **Gramos a partir de 1 mol de S**

$$1 \cancel{\text{mol de S}} \times \frac{32{,}1 \text{ g de S}}{1 \cancel{\text{mol de S}}} = 32{,}1 \text{ g de S}$$

Gramos a partir de 3 moles de O

$$3 \cancel{\text{moles de O}} \times \frac{16 \text{ g de O}}{1 \cancel{\text{mol de O}}} = 48{,}0 \text{ g de O}$$

Paso 3 Obtener la masa molar del SO_3 sumando las masas de 1 mol de S y 3 moles de O.

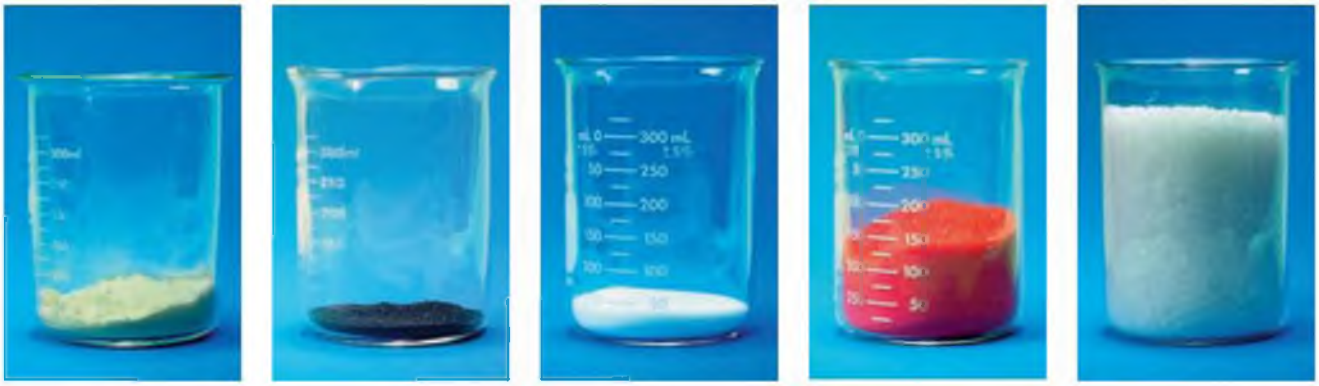
1 mol de S = 32,1 g de S
3 moles de O = 48,0 g de O
Masa molar de SO_3 = 80,1 g de SO_3

En la figura 5.1 están representadas las cantidades de 1 mol de algunas sustancias. En la tabla 5.2 se recogen las masas molares de 1 mol de varios ejemplos.

Guía para calcular masas molares

1. Obtener la masa molar de cada elemento.
2. Multiplicar cada masa molar por el número de moles (subíndice) en la fórmula.
3. Calcular la masa molar sumando las masas de los elementos.

1 mol de algunas sustancias



S Fe NaCl $K_2Cr_2O_7$ $C_{12}H_{22}O_{11}$

FIGURA 5.1 Muestras de 1 mol de azufre, S (32,1 g); hierro, Fe (55,9 g); sal, NaCl (58,5 g); dicromato potásico, $K_2Cr_2O_7$ (294,2 g) y azúcar, sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$ (342,2 g).

P ¿Cómo se calcula la masa del dicromato potásico, $K_2Cr_2O_7$?

TABLA 5.2 Masas molares de algunos elementos y compuestos seleccionados

Sustancia	Masa molar
1 mol de carbono (C)	12,0 g
1 mol de sodio (Na)	23,0 g
1 mol de hierro (Fe)	55,9 g
1 mol de NaF	42,0 g
1 mol de $CaCO_3$ (antiácido)	100,1 g
1 mol de $C_6H_{12}O_6$ (glucosa)	180,0 g
1 mol de $C_8H_{10}N_4O_2$ (cafeína)	194,0 g

EJERCICIO RESUELTO 5.3

Calcular la masa molar de un compuesto

Calcula la masa molar del Li_2CO_3, que se emplea para conseguir el color rojo en los fuegos artificiales.

SOLUCIÓN

Paso 1 Usando la tabla periódica, averiguamos las masas molares del litio, carbono y oxígeno:

$$\frac{6{,}9 \text{ g de Li}}{1 \text{ mol de Li}} \qquad \frac{12{,}0 \text{ g de C}}{1 \text{ mol de C}} \qquad \frac{16{,}0 \text{ g de O}}{1 \text{ mol de O}}$$

Paso 2 Calculamos la masa de cada elemento en la fórmula multiplicando cada masa molar por su número de moles (subíndice) en la fórmula.

Gramos a partir de 2 moles de Li

$$2 \text{ moles de Li} \times \frac{6{,}9 \text{ g de Li}}{1 \text{ mol de Li}} = 13{,}8 \text{ g de Li}$$

Gramos a partir de 1 mol de C

$$1 \text{ mol de C} \times \frac{12{,}0 \text{ g de C}}{1 \text{ mol de C}} = 12{,}0 \text{ g de C}$$

Gramos a partir de 3 moles de O

$$3 \text{ moles de O} \times \frac{16{,}0 \text{ g de O}}{1 \text{ mol de O}} = 48{,}0 \text{ g de O}$$

Paso 3 Calculamos la masa molar de Li_2CO_3 sumando las masas de 2 moles de Li, 1 mol de C y 3 moles de O.

13,8 g de Li + 12,0 g de C + 48,0 g de O = Masa molar de Li_2CO_3 = 73,8 g

¡AHORA TÚ!

Calcula la masa molar del ácido salicílico, $C_7H_6O_3$.

Investiga tu entorno

Calcular moles en la cocina

Las etiquetas de los productos de alimentación presentan una lista en gramos y miligramos. Convertir esos valores en moles puede ser interesante; lee las etiquetas de algunos productos de la cocina y convierte en moles las cantidades dadas en gramos o miligramos, usando las masas molares. Aquí hay algunos ejemplos.

PREGUNTAS

1. ¿Cuántos moles de NaCl hay en un paquete de sal que contiene 746 g de NaCl?
2. ¿Cuántos moles de azúcar hay en un paquete de 2 kg de azúcar, si el azúcar tiene la fórmula $C_{12}H_{22}O_{11}$?
3. Una porción de cereales contiene 90 mg de potasio. Si en una caja hay 11 raciones de cereal, ¿cuántos moles de K^+ hay en el cereal de la caja?

Cálculos empleando masas molares

La masa molar de un elemento o un compuesto es uno de los factores de conversión más útiles en química. La masa molar se emplea para transformar los moles de una sustancia en gramos, o los gramos en moles. Para hacer estos cálculos, se emplea la masa molar como un factor de conversión. Por ejemplo, 1 mol de magnesio tiene una masa de 24,3 g; para expresar la masa molar como una igualdad, se escribe:

$$1 \text{ mol de Mg} = 24{,}3 \text{ g de Mg}$$

A partir de esta igualdad, se pueden escribir dos factores de conversión.

$$\frac{24{,}3 \text{ g de Mg}}{1 \text{ mol de Mg}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mol de Mg}}{24{,}3 \text{ g de Mg}}$$

Los factores de conversión para los compuestos se escriben de forma análoga. Por ejemplo, la masa molar del compuesto H_2O es 18,0 g.

$$1 \text{ mol de } H_2O = 18{,}0 \text{ g de } H_2O$$

Los factores de conversión para la masa molar del H_2O se escribirán como

$$\frac{18{,}0 \text{ g de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2O} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mol de } H_2O}{18{,}0 \text{ g de } H_2O}$$

Por tanto, se puede pasar de moles a gramos o de gramos a moles empleando los factores de conversión derivados de la masa molar. (Recuerda que debe determinarse en primer lugar la masa molar de la sustancia).

EJERCICIO RESUELTO 5.4

Conversión de moles en gramos

La plata metálica se emplea para fabricar piezas de vajilla, espejos, joyas y amalgamas dentales. Si el diseño de una pieza de joyería supone el uso de 0,750 moles de plata, ¿cuántos gramos de plata se necesitan?

Guía para la conversión de moles en gramos

1. Escribir el método para convertir los moles que se desean en gramos.
2. Escribir los factores de conversión para las masas molares.
3. Plantear el problema para convertir los moles en gramos.

SOLUCIÓN

Paso 1 **Dato** 0,750 moles de Ag **Incógnita** gramos de Ag

Paso 2 **Método** moles de Ag | Factor de masa molar | gramos de Ag

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión.**

$$1 \text{ mol de Ag} = 107{,}9 \text{ g de Ag}$$

$$\frac{107{,}9 \text{ g de Ag}}{1 \text{ mol de Ag}} \text{ y } \frac{1 \text{ mol de Ag}}{107{,}9 \text{ g de Ag}}$$

Paso 4 **Resolución del problema.** Calcular los gramos de plata empleando la masa molar

$$0{,}750 \text{ moles de Ag} \times \frac{107{,}9 \text{ g de Ag}}{1 \text{ mol de Ag}} = 80{,}9 \text{ g de Ag}$$

¡AHORA TÚ!

Calcula el número de gramos de oro (Au) que hay en 0,124 moles de oro.

EJERCICIO RESUELTO 5.5

Conversión de la masa de un compuesto en moles

Una caja de sal contiene 737 g de NaCl, ¿cuántos moles de NaCl hay en la caja?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Dato** 737 g de NaCl **Incógnita** moles de NaCl

Paso 2 **Método** gramos de NaCl | Factor de masa molar | moles de NaCl

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión.** La masa molar del NaCl es la suma de las masas de un mol de Na^+ y un mol de Cl^-:

$$(1 \times 23{,}0 \text{ g/mol}) + (1 \times 35{,}5 \text{ g/mol}) = 58{,}5 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ mol de NaCl} = 58{,}5 \text{ g de NaCl}$$

$$\frac{58{,}5 \text{ g de NaCl}}{1 \text{ mol de NaCl}} \text{ y } \frac{1 \text{ mol de NaCl}}{58{,}5 \text{ g de NaCl}}$$

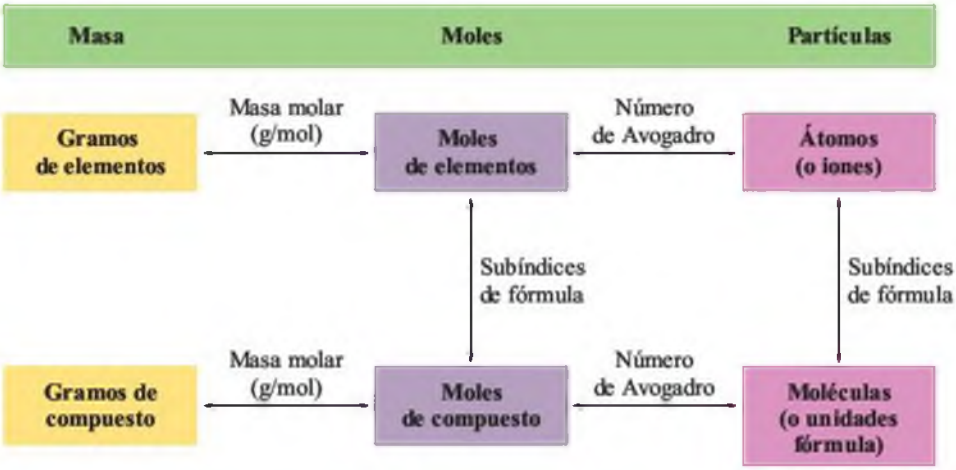
Paso 4 **Resolución del problema.** Calcular los moles de NaCl empleando la masa molar:

$$737 \text{ g de NaCl} \times \frac{1 \text{ mol de NaCl}}{58{,}5 \text{ g de NaCl}} = 12{,}6 \text{ moles de NaCl}$$

¡AHORA TÚ!

Una cápsula gelatinosa de antiácido contiene 311 mg de $CaCO_3$ y 232 mg de $MgCO_3$. En la dosis recomendada de dos cápsulas, ¿cuántos moles hay de cada uno de los dos compuestos $CaCO_3$ y $MgCO_3$?

Podemos resumir los cálculos para que queden claras las conexiones entre moles de un compuesto, su masa en gramos, el número de moléculas (o de unidades fórmula en los iónicos) y los moles y átomos de cada elemento en un compuesto dado en el siguiente diagrama de flujo:



EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Masa molar

5.9 Calcula la masa molar de cada uno de los siguientes compuestos:
a. NaCl (sal de mesa)
b. Fe_2O_3 (herrumbre)
c. Li_2CO_3 (antidepresivo)
d. $Al_2(SO_4)_3$ (antitranspirante)
e. $Mg(OH)_2$ (antiácido)
f. $C_{16}H_{19}N_3O_5S$ (amoxicilina, un antibiótico)

5.10 Calcula la masa molar de cada uno de los siguientes compuestos:
a. $FeSO_4$ (suplemento de hierro en la dieta)
b. Al_2O_3 (absorbente y abrasivo)
c. $C_7H_5NO_3S$ (sacarina)
d. C_3H_8O (alcohol de limpiar)
e. $(NH_4)_2CO_3$ (levadura química)
f. $Zn(C_2H_3O_2)_2$ (suplemento de zinc en la dieta)

5.11 Calcula la masa en gramos en cada uno de los casos siguientes:
a. 2,00 moles de Na **b.** 2,80 moles de Ca
c. 0,125 moles de Sn **d.** 1,76 moles de Cu

5.12 Calcula la masa en gramos en cada uno de los casos siguientes:
a. 1,50 moles de K **b.** 2,5 moles de C
c. 0,25 moles de P **d.** 12,5 moles de He

5.13 Calcula el número de gramos en cada uno de los casos siguientes:
a. 0,500 moles de NaCl **b.** 1,75 moles de Na_2O
c. 0,225 moles de H_2O **d.** 4,42 moles de CO_2

5.14 Calcula el número de gramos en cada uno de los casos siguientes:
a. 2,0 moles de $MgCl_2$ **b.** 3,5 moles de C_3H_8
c. 5,00 moles de C_2H_6O **d.** 0,488 moles de $C_3H_6O_3$

5.15 **a.** El compuesto $MgSO_4$ se conoce como sal de Epsom. ¿Cuántos gramos se necesitarían para preparar un baño que contenga 5,00 moles de sal de Epsom?
b. En una botella de refresco hay 0,25 moles de CO_2. ¿Cuántos gramos de CO_2 hay en la botella?

5.16 **a.** El ciclopropano, C_3H_6, es un anestésico que se aplica por inhalación. ¿Cuántos gramos hay en 0,25 moles de ciclopropano?
b. La fórmula del sedante hidrocloruro de demerol es $C_{15}H_{22}ClNO_2$. ¿Cuántos gramos hay en 0,025 moles del hidrocloruro de demerol?

5.17 ¿Cuántos moles hay en cada uno de los siguientes casos?
a. 50,0 g de Ag **b.** 0,200 g de C
c. 15,0 g de NH_3 **d.** 75,0 g de SO_2

5.18 ¿Cuántos moles hay en cada uno de los siguientes casos?
a. 25,0 g de Ca **b.** 5,00 g de S
c. 40,0 g de H_2O **d.** 100,0 g de O_2

5.19 Calcula el número de moles que hay en 25,0 g de cada una de las siguientes sustancias:
a. Ne **b.** O_2 **c.** $Al(OH)_3$ **d.** Ga_2S_3

5.20 Calcula el número de moles que hay en 25,0 g de cada una de las siguientes sustancias:
a. He **b.** SnO_2 **c.** $Cr(OH)_3$ **d.** Ca_3N_2

5.21 ¿Cuántos moles de S hay en cada una de las siguientes cantidades?
a. 25 g de S **b.** 125 g de SO_2 **c.** 2,0 moles de Al_2S_3

5.22 ¿Cuántos moles de S hay en cada una de las siguientes cantidades?
a. 75 g de C **b.** 0,25 moles de C_2H_6 **c.** 88 g de CO_2

5.3 CAMBIOS QUÍMICOS

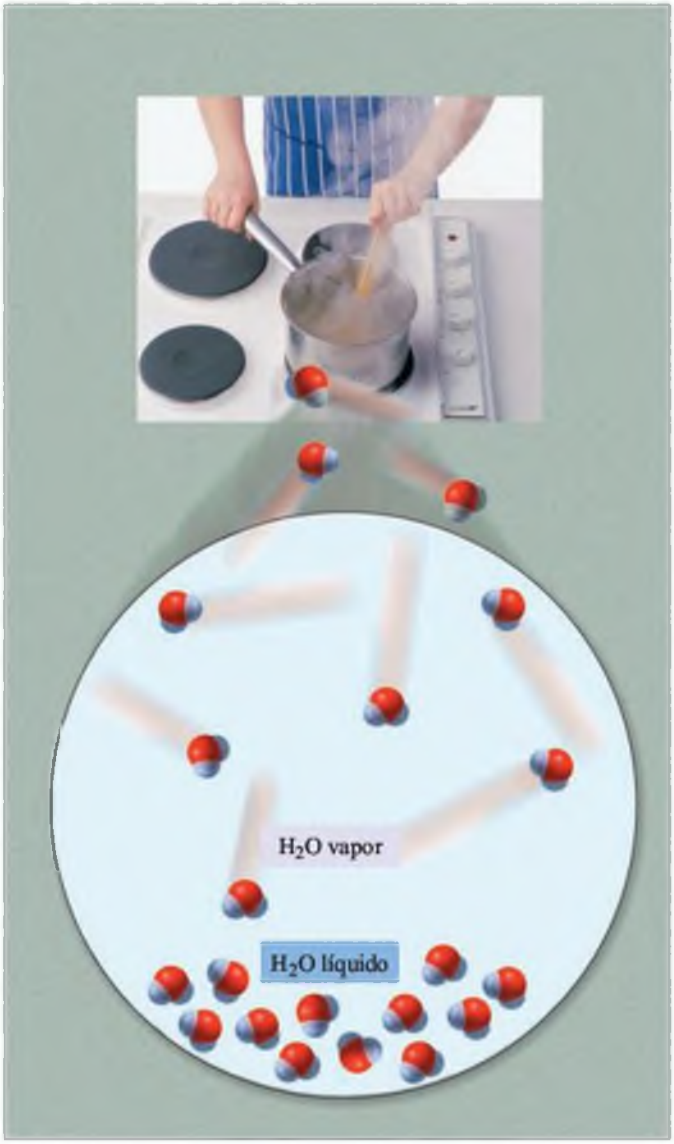
EL OBJETIVO ES...

identificar un cambio en una sustancia como cambio físico o químico.

Como ya hemos visto, un cambio de estado supone un cambio en las propiedades físicas de una sustancia. Este cambio, denominado **cambio físico**, altera el aspecto de la sustancia, pero no su fórmula. Por ejemplo, la fórmula del agua es H_2O. Cuando el agua líquida hierve para formar un gas o se congela para formar un sólido, sigue siendo agua de fórmula H_2O (fig. 5.2). Otros cambios físicos también pueden alterar el aspecto de una sustancia. Cuando se corta

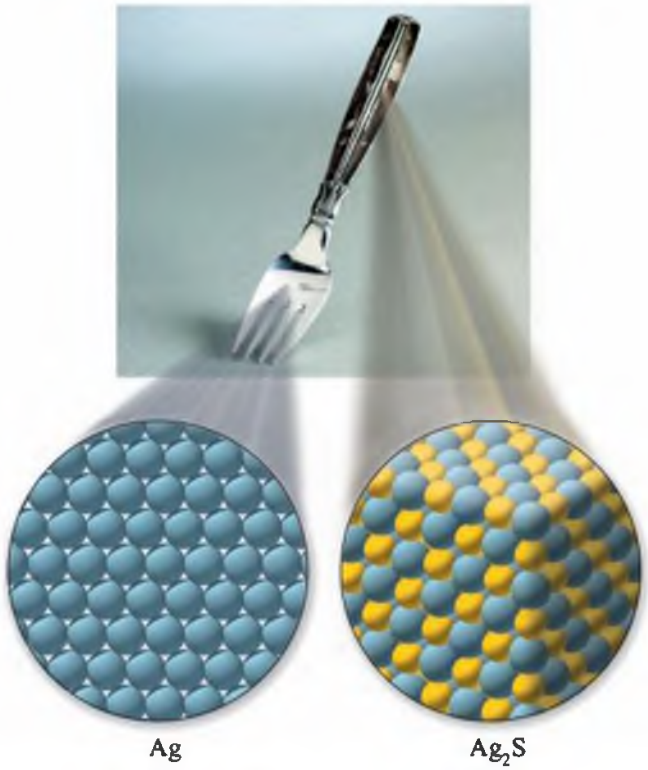
WEB TUTORIAL
What Is Chemistry?

Un cambio físico:
la ebullición del agua



El agua y el vapor están ambos formados por moléculas de H_2O

Un cambio químico:
la formación de pátina en la plata



La plata y la pátina son sustancias diferentes

FIGURA 5.2 Un cambio químico origina nuevas sustancias; un cambio físico, no.
P ¿Por qué la formación de pátina es un cambio químico?

una manzana en trozos pequeños o una barra de pan en rebanadas, cambia la forma. Sin embargo, incluso las piezas más pequeñas siguen siendo manzana o pan, ya que no ha habido cambios en su composición.

En un **cambio químico**, las sustancias reaccionantes cambian y se transforman en otras sustancias con fórmula y propiedades diferentes. Las nuevas propiedades pueden suponer un cambio de color, o la formación de burbujas, o de un sólido. Por ejemplo, cuando la plata se empaña, el brillante metal plateado (Ag) reacciona con azufre (S) para formar una sustancia negruzca y deslustrada que denominamos pátina (Ag_2S) (fig. 5.3). En la tabla 5.3 se recogen ejemplos de algunos cambios físicos y químicos típicos.

Cambios durante una reacción química

Una **reacción química** supone siempre un cambio químico, ya que los enlaces entre los átomos de la sustancia original se rompen y se forman nuevos enlaces. Por ejemplo, tiene

Fe Fe_2O_3 (a) $NaHCO_3$ (b)

FIGURA 5.3 Las reacciones químicas suponen cambios químicos. **(a)** El hierro (Fe) reacciona con oxígeno (O_2) para formar herrumbre (Fe_2O_3). **(b)** Una tableta antiácido ($NaHCO_3$) en agua forma burbujas de dióxido de carbono (CO_2).
P ¿Cuál es la evidencia del cambio químico en estas reacciones químicas?

TABLA 5.3 Comparación de algunos cambios químicos y físicos

Cambios químicos	Cambios físicos
Oxidación de un clavo	Fusión del hielo
Decoloración de una mancha	Ebullición del agua
Quemar un tronco	Serrar un tronco por la mitad
Empañar la plata	Rasgar un papel
Fermentar las uvas	Romper un vaso
Cortar la leche	Volcar la leche

lugar una reacción química cuando un trozo de hierro se combina con oxígeno (O_2) en el aire para formar una nueva sustancia, la herrumbre (Fe_2O_3), que tiene un color marrón-rojizo. Cuando se echa una pastilla de antiácido en un vaso de agua, aparecen burbujas, ya que el hidrógeno carbonato de sodio ($NaHCO_3$) reacciona con el ácido cítrico ($C_6H_8O_7$) de la pastilla para formar dióxido de carbono (CO_2) gaseoso (v. fig. 5.3). Durante cada uno de estos cambios químicos se hacen visibles nuevas propiedades, que son las pistas que indican que ha tenido lugar una reacción química. En la tabla 5.4 se resumen algunos tipos de evidencias visibles de una reacción química.

TABLA 5.4 Tipos de evidencias visibles de reacciones químicas

1. Cambio en el color
2. Formación de gas (burbujas)
3. Formación de un sólido (precipitado)
4. Liberación de calor (o formación de llama) o absorción de calor.

EJERCICIO RESUELTO 5.6

Evidencia de una reacción química

Identifica cada uno de los siguientes fenómenos como cambio físico o reacción química. Si se trata de una reacción química, ¿cuál es la evidencia visible?

a. gas propano quemándose en una barbacoa
b. trocear una zanahoria
c. usar peróxido para decolorar el pelo

SOLUCIÓN

a. La producción de calor al quemar el propano es una evidencia de que se trata de una reacción química.
b. Cortar en trozos pequeños una zanahoria es un cambio físico de tamaño, pero el hecho de cortarla no cambia la sustancia.
c. El cambio de color del pelo es una evidencia de reacción química.

¡AHORA TÚ!

¿Qué evidencia visible nos indica que encender una cerilla es una reacción química?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Cambios químicos

5.23 Clasifica cada uno de los siguientes cambios como químico o físico:
- **a.** moler café
- **b.** encender el combustible en el trasbordador espacial
- **c.** secar la ropa
- **d.** neutralizar el ácido del estómago con tabletas de antiácido
- **e.** formación de copos de nieve
- **f.** la explosión de un cartucho de dinamita

5.24 Clasifica cada uno de los siguientes cambios como químico o físico:
- **a.** empañar el espejo al ducharse
- **b.** formación de pátina en un brazalete de plata
- **c.** rotura de un hueso
- **d.** soldar un hueso roto
- **e.** quemar papel
- **f.** cortar patatas para freír

EL OBJETIVO ES...

escribir una ecuación química ajustada a partir de las fórmulas de los reactivos y los productos de una reacción.

5.4 ECUACIONES QUÍMICAS

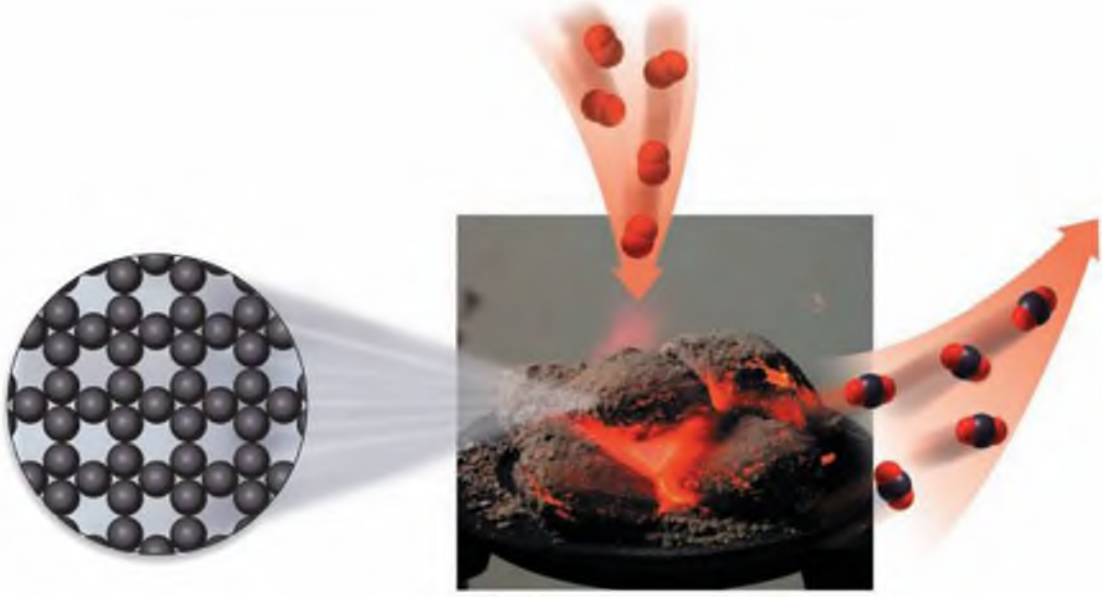
Cuando se construye el modelo de un avión, se cocina una nueva receta o se prepara una medicina, se siguen una serie de instrucciones. Estas instrucciones indican qué materiales debemos usar y los productos que vamos a obtener. En química, la **ecuación química** indica los materiales necesarios y los productos que se forman en dicha reacción química.

Escribir una reacción química

Imaginemos a alguien que trabaja en una tienda de bicicletas, juntando ruedas y chasis para hacer bicicletas. Puede representarse este proceso por una ecuación sencilla.

Ecuación: ruedas + chasis ⟶ bicicleta

Cuando se quema carbón en una barbacoa, el carbono del carbón se combina con oxígeno para formar dióxido de carbono. Podemos representar esta reacción por una ecuación química que se parece mucho al ejemplo anterior de las bicicletas:



Ecuación: $C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$

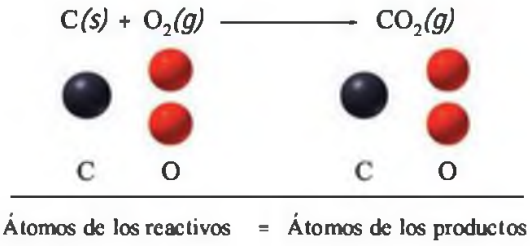
En una ecuación, las fórmulas de los **reactivos** se escriben a la izquierda de la flecha y las fórmulas de los **productos** a la derecha. Cuando hay dos o más fórmulas en el mismo lado, se separan por signos más (+). El símbolo delta (Δ) indica que se ha empleado calor para iniciar la reacción.

En muchas ecuaciones, a continuación de las fórmulas se escribe un paréntesis con las abreviaturas del estado físico de la sustancia: sólido *(s)*, líquido *(l)* o gas *(g)*. Si la sustancia está disuelta en agua, es una disolución acuosa *(aq)*. En la tabla 5.5 se recogen algunos de los símbolos usados en las ecuaciones.

Cuando tiene lugar una reacción, se rompen los enlaces entre los átomos de los reactivos y se forman nuevos enlaces para dar lugar a los productos. No pueden ganarse o perderse átomos, ni transformarse en otros tipos de átomos durante la reacción química. Se conservan todos los átomos de los reactivos, lo que quiere decir que en los productos debe aparecer el mismo número de cada tipo de átomos. Cada reacción debe escribirse como una **ecuación ajustada**, que presenta el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha. Veamos si la ecuación anterior para la combustión del carbono está ajustada:

TABLA 5.5 Algunos símbolos empleados al escribir ecuaciones

Símbolo	Significado
+	Separa dos o más fórmulas
⟶	Reaccionan para formar los productos
Δ	Los reactivos se calientan
(s)	Sólido
(l)	Líquido
(g)	Gas
(aq)	Acuoso



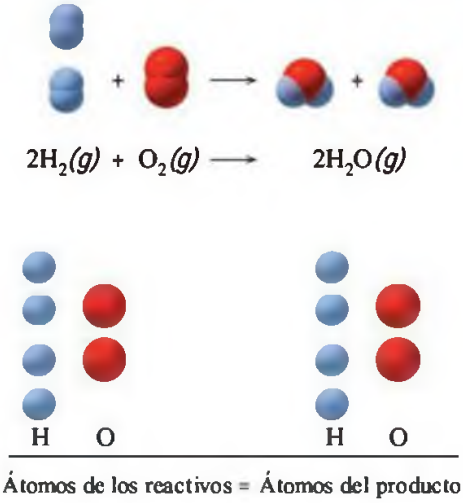
WEB TUTORIAL
Chemical Reactions and Equations

La respuesta es sí: esta ecuación está *ajustada* porque hay un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno a cada lado de la flecha.

Pensemos ahora en la reacción en la que el hidrógeno reacciona con el oxígeno para formar agua. En primer lugar, escribimos las fórmulas de los reactivos y los productos:

$$H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow H_2O(g)$$

¿Está ajustada la reacción? Para saberlo, sumamos los átomos de cada elemento a cada lado de la flecha: no, la reacción *no* está *ajustada*. El número de átomos de la izquierda no es igual al número de átomos de la derecha. Para ajustar esta ecuación, se ponen números enteros denominados **coeficientes** delante de algunas de las fórmulas. En primer lugar se pone un coeficiente 2 delante de la fórmula H_2O para representar la formación de dos moléculas de agua. Ahora el producto tiene cuatro átomos de hidrógeno. Esto indica que también se debe escribir un coeficiente 2 delante de la fórmula H_2 de los reactivos para obtener cuatro átomos de H en el lado de los reactivos. Se emplean coeficientes para ajustar una reacción, pero nunca se cambian los subíndices de las fórmulas. Ahora el número de átomos de hidrógeno y de oxígeno es el mismo en los reactivos y en los productos. La ecuación está *ajustada*.



Ajustar una reacción química

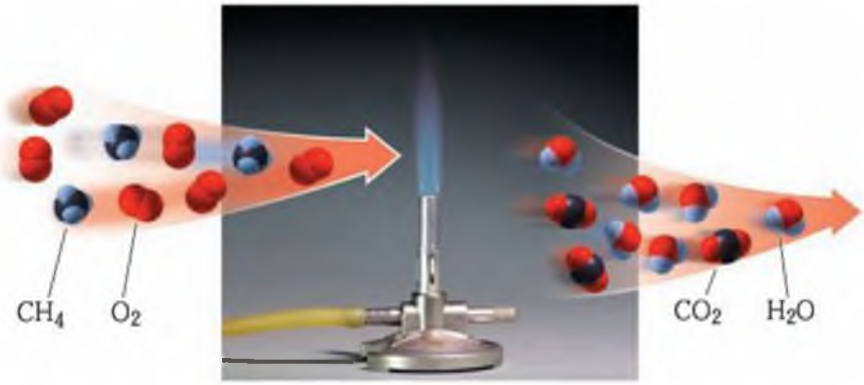
Vamos a ajustar ahora la reacción del gas metano (CH_4) y el oxígeno para formar dióxido de carbono y agua. Esta es la reacción que tiene lugar en la llama del mechero que se usa en el laboratorio o en los quemadores de un horno de gas.

Guía para ajustar una ecuación química

1. Escribir una ecuación empleando las fórmulas correctas de los reactivos y los productos.
2. Contar los átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos.
3. Usar los coeficientes para ajustar cada elemento.
4. Comprobar la ecuación final para ver el ajuste.

Paso 1 **Escribir la ecuación empleando las fórmulas correctas.** Como primer paso, escribimos la ecuación empleando las fórmulas correctas para los reactivos y los productos:

$$CH_4(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$$



Paso 2 **Determinar si la ecuación está ajustada.** Si comparamos los átomos del lado de los reactivos con los del lado de los productos, vemos que hay más átomos de hidrógeno a la izquierda y más átomos de oxígeno a la derecha.

$$CH_4(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$$

1C	1C	
4H	2H	No ajustada
2O	3O	No ajustada

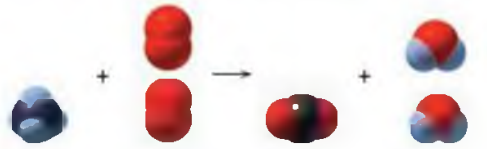
Paso 3 **Ajustar la ecuación elemento por elemento.** Ajustamos los átomos de hidrógeno poniendo un coeficiente 2 delante de la fórmula del agua.

$$CH_4(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$$

A continuación ajustamos los átomos de oxígeno poniendo un coeficiente 2 delante de la fórmula del oxígeno. Los átomos de oxígeno se ajustan los últimos, ya que hay átomos de oxígeno en ambos productos. Ahora hay cuatro átomos de oxígeno y cuatro átomos de hidrógeno tanto en los reactivos como en los productos.

$$CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$$

Paso 4 **Comprobar si la reacción está ajustada.** Al repasar la ecuación ajustada se comprueba que el número de átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno es el mismo para los reactivos y para los productos. La ecuación se ajusta empleando los números enteros más pequeños posibles como coeficientes.



$$CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$$ Ajustada

Reactivos		Productos	
1 átomo de C	=	1 átomo de C	Ajustada
4 átomos de H	=	4 átomos de H	Ajustada
4 átomos de O	=	4 átomos de O	Ajustada

Si al añadir coeficientes a la ecuación obtenemos, por ejemplo, lo siguiente:

$$2CH_4(g) + 4O_2(g) \longrightarrow 2CO_2(g) + 4H_2O(g)$$ Incorrecto

Aunque hay el mismo número de átomos a ambos lados de la ecuación, no está escrita de forma correcta. En una ecuación, los coeficientes deben ser el conjunto de números enteros más bajos que proporcionen el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la ecuación. Para el caso de esta ecuación ajustada de forma incorrecta, deben dividirse por dos todos los coeficientes para obtener el conjunto de números enteros más bajo posible que se indica en el paso 3.

EJERCICIO RESUELTO 5.7

Ajuste de ecuaciones

Ajusta las siguientes ecuaciones:

a. $Al(s) + Cl_2(g) \longrightarrow AlCl_3(s)$
b. $Na_3PO_4(aq) + MgCl_2(aq) \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2(s) + NaCl(aq)$

SOLUCIÓN

a. Paso 1 Se escriben en la ecuación las fórmulas correctas:

$$Al(s) + Cl_2(g) \longrightarrow AlCl_3(s)$$

Paso 2 Cuando se compara el número de átomos en el lado de los reactivos y en el de los productos, se comprueba que los átomos de cloro no están ajustados:

Reactivos	Productos	
$Al(s) + Cl_2(g) \longrightarrow$	$AlCl_3(s)$	
1 Al	1 Al	
2 Cl	3 Cl	No está ajustada

Paso 3 En las fórmulas con cloro hay una relación par-impar. Si se pone un 2 delante de $AlCl_3$ se obtiene un número par de seis átomos de cloro:

$$Al(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2AlCl_3(s)$$ No está ajustada

Para ajustar los seis átomos de cloro de los productos, se pone un 3 delante de Cl_2:

$$Al(s) + 3Cl_2(g) \longrightarrow 2AlCl_3(s)$$ No está ajustada

Finalmente, los dos átomos de Al que hay ahora en el lado de los productos se ajustan poniendo un 2 delante de Al en el lado de los reactivos.

$$2Al(s) + 3Cl_2(g) \longrightarrow 2AlCl_3(s)$$ Ajustada

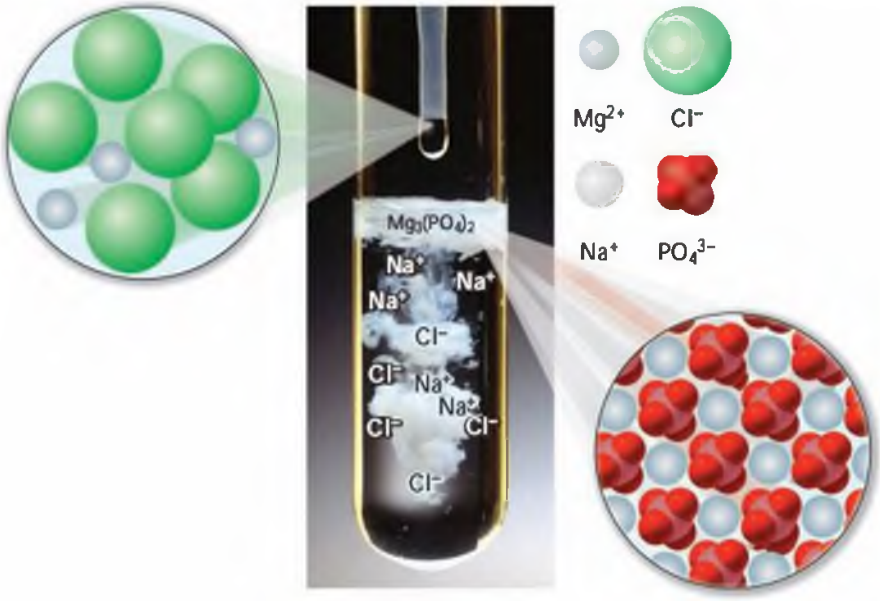
Paso 4 Comprobar la ecuación final para determinar si está ajustada.

Reactivos	Productos	
$2Al(s) + 3Cl_2(g) \longrightarrow$	$2AlCl_3(s)$	Ajustada
2 Al	= 2 Al	
6 Cl	= 6 Cl	

b. Paso 1 Se escriben en la ecuación las fórmulas correctas:

$$Na_3PO_4(aq) + MgCl_2(aq) \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2(s) + NaCl(aq)$$

Paso 2 Cuando se comparan los números de iones en el lado de los reactivos y en el de los productos, se observa que la ecuación no está ajustada. En esta ecuación, se puede ajustar el ión poliatómico fosfato como un grupo, ya que el grupo fosfato aparece a ambos lados de la ecuación.



Reactivos		**Productos**	
$Na_3PO_4\,(aq) + MgCl_2\,(aq)$	$\longrightarrow$	$Mg_3(PO_4)_2\,(s) + NaCl\,(aq)$	
3 Na^+		1 Na^+	No ajustada
1 PO_4^{3-}		2 PO_4^{3-}	No ajustada
1 Mg^{2+}		3 Mg^{2+}	No ajustada
2 Cl^-		1 Cl^-	No ajustada

Paso 3 Se comienza con la fórmula $Mg_3(PO_4)_2$, que es el producto más complejo. Un 3 delante de $MgCl_2$ ajusta el magnesio, y un 2 delante del Na_3PO_4 ajusta el ión fosfato.

$$2Na_3PO_4\,(aq) + 3MgCl_2\,(aq) \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2\,(s) + NaCl\,(aq) \quad \text{No ajustada}$$

Mirando de nuevo los iones en los productos y reactivos, se observa que no son iguales los iones sodio ni los cloruros. Un 6 delante de NaCl ajusta la ecuación.

$$2Na_3PO_4\,(aq) + 3MgCl_2\,(aq) \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2\,(s) + 6NaCl\,(aq) \quad \text{Ajustada}$$

Paso 4 La comprobación de los átomos indica que la ecuación está ajustada:

Reactivos		**Productos**	
$2Na_3PO_4\,(aq) + 3MgCl_2\,(aq)$	$\longrightarrow$	$Mg_3(PO_4)_2\,(s) + 6NaCl\,(aq)$	Ajustada
6 Na^+	=	6 Na^+	
2 PO_4^{3-}	=	2 PO_4^{3-}	
3 Mg^{2+}	=	3 Mg^{2+}	
6 Cl^-	=	6 Cl^-	

¡AHORA TÚ!

Ajusta la siguiente ecuación:

$$Sb_2S_3(s) + HCl(aq) \longrightarrow SbCl_3(s) + H_2S(g)$$

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Ecuaciones químicas

5.25 Determina si las siguientes ecuaciones están ajustadas o no:
- **a** $S(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_3(g)$
- **b** $2Al(s) + 3Cl_2(g) \longrightarrow 2AlCl_3(s)$
- **c** $H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow H_2O(g)$
- **d** $C_3H_8(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g)$

5.26 Determina si las siguientes ecuaciones están ajustadas o no:
- **a** $PCl_3(s) + Cl_2(g) \longrightarrow PCl_5(s)$
- **b** $CO(g) + 2H_2(g) \longrightarrow CH_3OH(g)$
- **c** $2KClO_3(s) \longrightarrow 2KCl(s) + O_2(g)$
- **d** $Mg(s) + N_2(g) \longrightarrow Mg_3N_2(s)$

5.27 Ajusta las siguientes ecuaciones:
- **a** $N_2(g) + O_2(g) \longrightarrow NO(g)$
- **b** $HgO(s) \longrightarrow Hg(l) + O_2(g)$
- **c** $Fe(s) + O_2(g) \longrightarrow Fe_2O_3(s)$
- **d** $Na(s) + Cl_2(g) \longrightarrow NaCl(s)$

5.28 Ajusta las siguientes ecuaciones:
- **a** $Ca(s) + Br_2(l) \longrightarrow CaBr_2(s)$
- **b** $P_4(s) + O_2(g) \longrightarrow P_4O_{10}(s)$
- **c** $Sb_2S_3(s) + HCl(aq) \longrightarrow SbCl_3(s) + H_2S(g)$
- **d** $Fe_2O_3(s) + C(s) \longrightarrow Fe(s) + CO(g)$

5.29 Ajusta las siguientes ecuaciones:
- **a** $Mg(s) + AgNO_3(aq) \longrightarrow MgNO_3(aq) + Ag(s)$
- **b** $Al(s) + CuSO_4(aq) \longrightarrow Cu(s) + Al_2(SO_4)_3(aq)$
- **c** $Pb(NO_3)_2(aq) + NaCl(aq) \longrightarrow PbCl_2(s) + NaNO_3(aq)$
- **d** $Al(s) + HCl(aq) \longrightarrow AlCl_3(aq) + H_2(g)$

5.30 Ajusta las siguientes ecuaciones:
- **a** $Zn(s) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow ZnSO_4(aq) + H_2(g)$
- **b** $Al(s) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow Al_2(SO_4)_3(aq) + H_2(g)$
- **c** $K_2SO_4(aq) + BaCl_2(aq) \longrightarrow BaSO_4(s) + KCl(aq)$
- **d** $CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$

5.5 TIPOS DE REACCIONES

EL OBJETIVO ES...

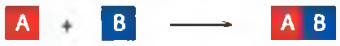
identificar una reacción como combinación, descomposición, o reemplazamiento.

En la naturaleza, en los sistemas biológicos y en el laboratorio se dan un gran número de reacciones. Existen algunas pautas generales en todas las reacciones que nos ayudan a clasificarlas. La mayoría de las reacciones se ajustan a cuatro tipos generales de reacción.

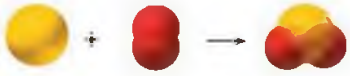
Reacciones de combinación

En una **reacción de combinación,** dos o más elementos o compuestos se unen para formar un producto. Por ejemplo, el azufre y el oxígeno se combinan para formar el producto dióxido de azufre.

Dos o más reactivos se combinan para dar un único producto



Reacción de combinación



$$S(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_2(g)$$

En la figura 5.4, los elementos magnesio y oxígeno se combinan para formar un único producto, el óxido de magnesio:

$$2Mg(s) + O_2(g) \longrightarrow 2MgO(s)$$

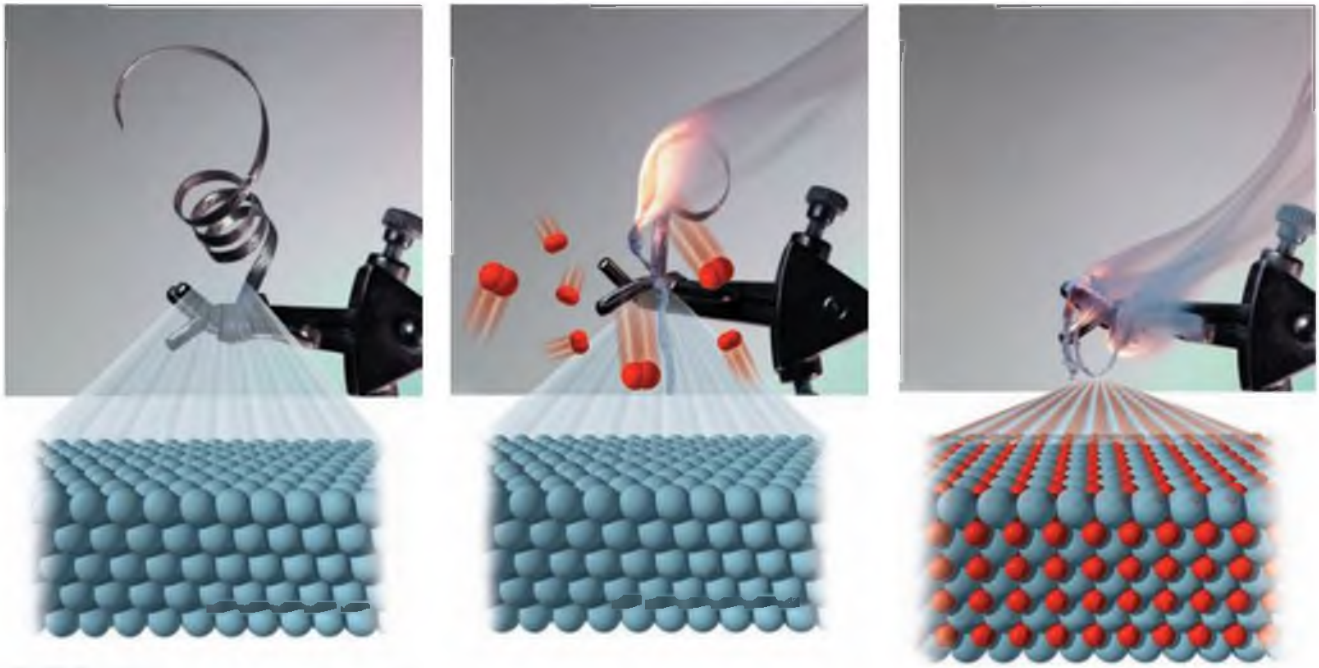
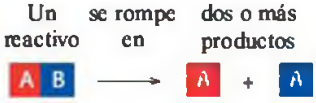


FIGURA 5.4 Esta reacción de combinación es

$$2Mg(s) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2MgO(s)$$

P ¿Qué le ocurre a los átomos de los reactivos en una reacción de combinación?

Reacciones de descomposición



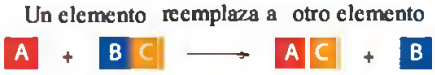
En una **reacción de descomposición** un reactivo se fragmenta en dos o más productos sencillos. Por ejemplo, cuando se calienta el óxido de mercurio(II), el compuesto se rompe y se separan los átomos de mercurio y los de oxígeno (fig. 5.5).

$$2HgO(s) \xrightarrow{\Delta} 2Hg(l) + O_2(g)$$

Reacciones de desplazamiento

En una reacción de desplazamiento, los elementos de un compuesto son reemplazados por otro elemento. En una **reacción de desplazamiento sencillo,** un elemento de un reactivo se intercambia con otro elemento del otro reactivo.

Desplazamiento sencillo

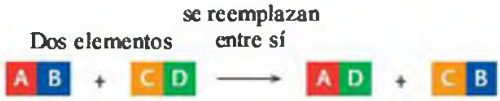


En la reacción de desplazamiento sencillo representada en la figura 5.6, el zinc reemplaza al hidrógeno en el ácido clorhídrico, HCl *(aq)*.

$$Zn(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$$

En una **reacción de doble desplazamiento,** se intercambian los iones positivos de los compuestos reaccionantes.

Doble desplazamiento



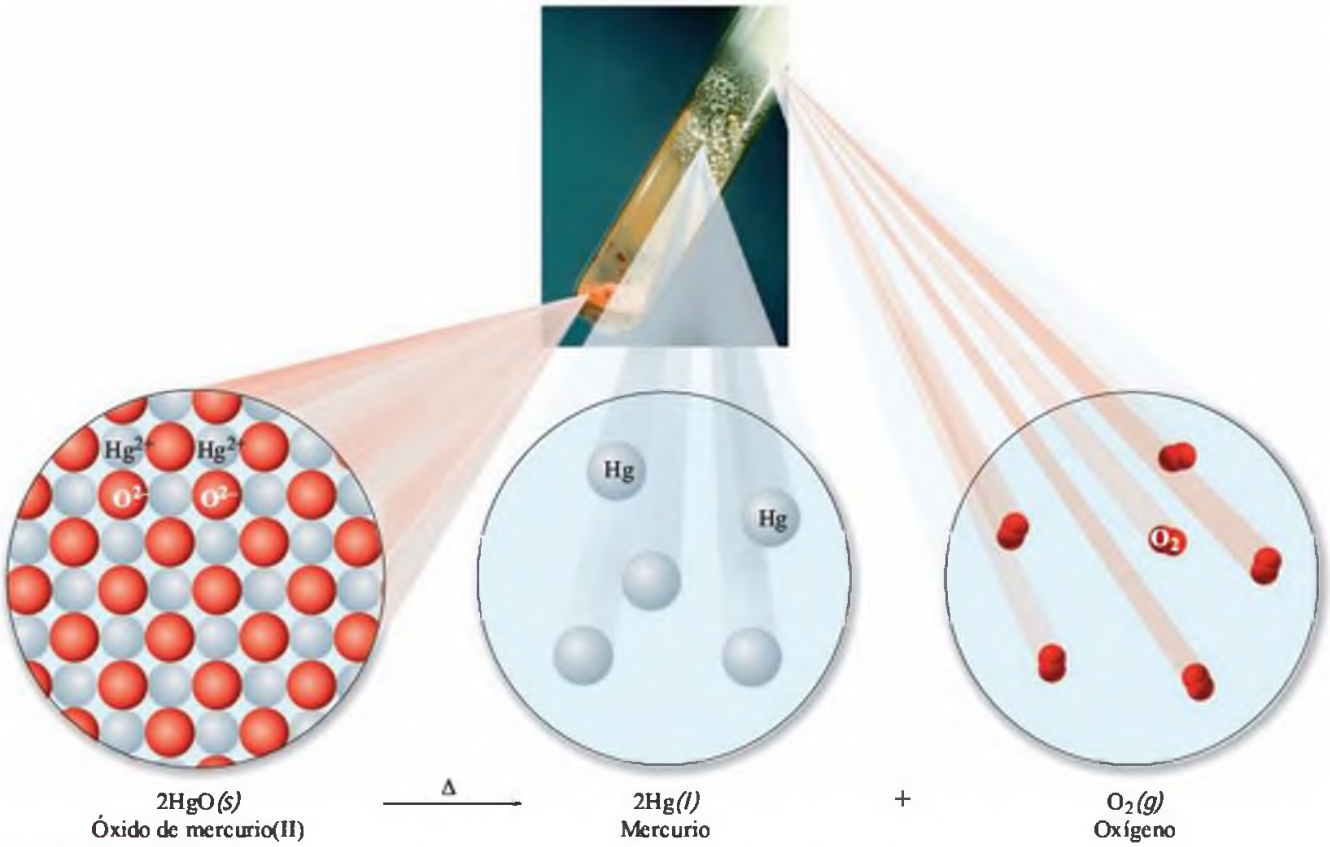


FIGURA 5.5 En una reacción de descomposición, se fragmenta un reactivo en dos o más productos.
P ¿Qué diferencia hay entre los reactivos y los productos para clasificar a la reacción como de descomposición?

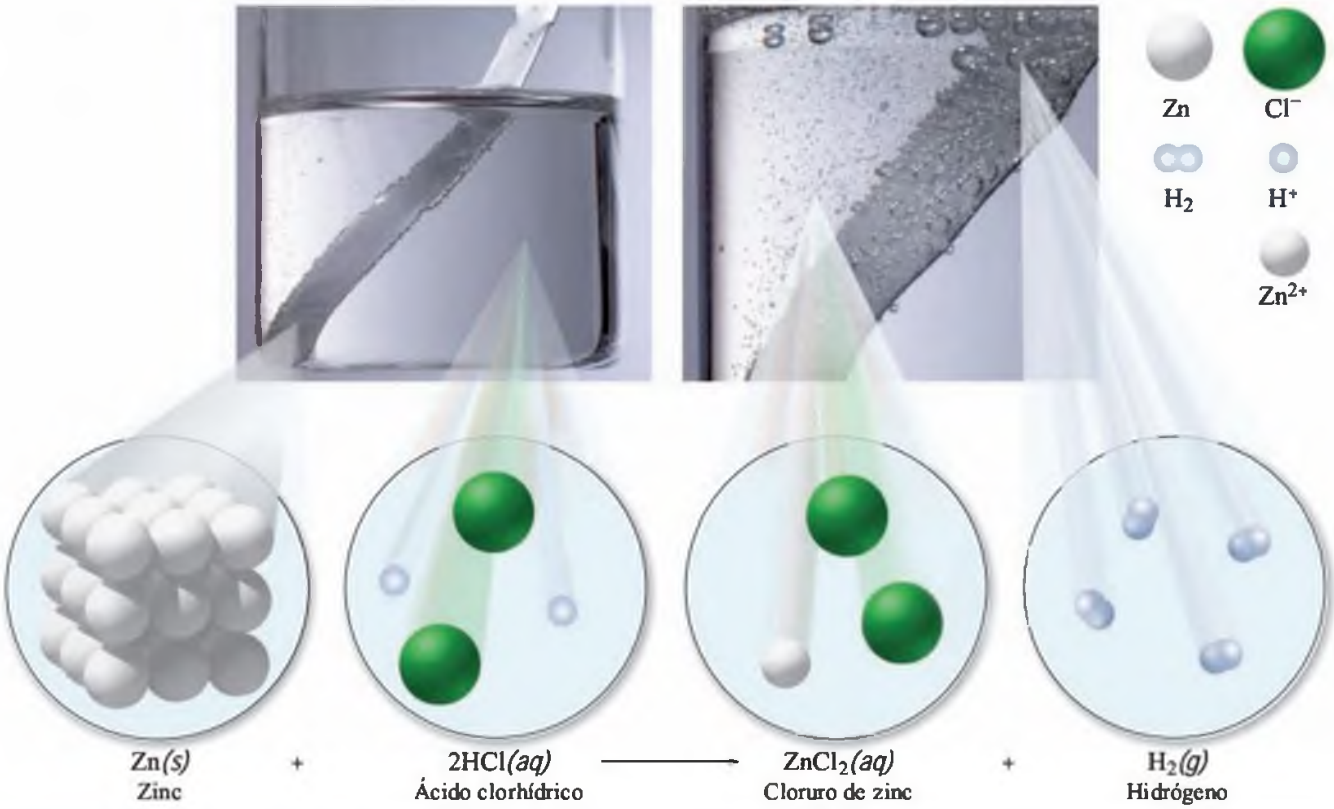


FIGURA 5.6 En una reacción de desplazamiento sencillo, un átomo o un ión reemplaza a un átomo o un ión en un compuesto.
P ¿Qué cambios en las fórmulas de los reactivos identifican esta ecuación como un desplazamiento sencillo?

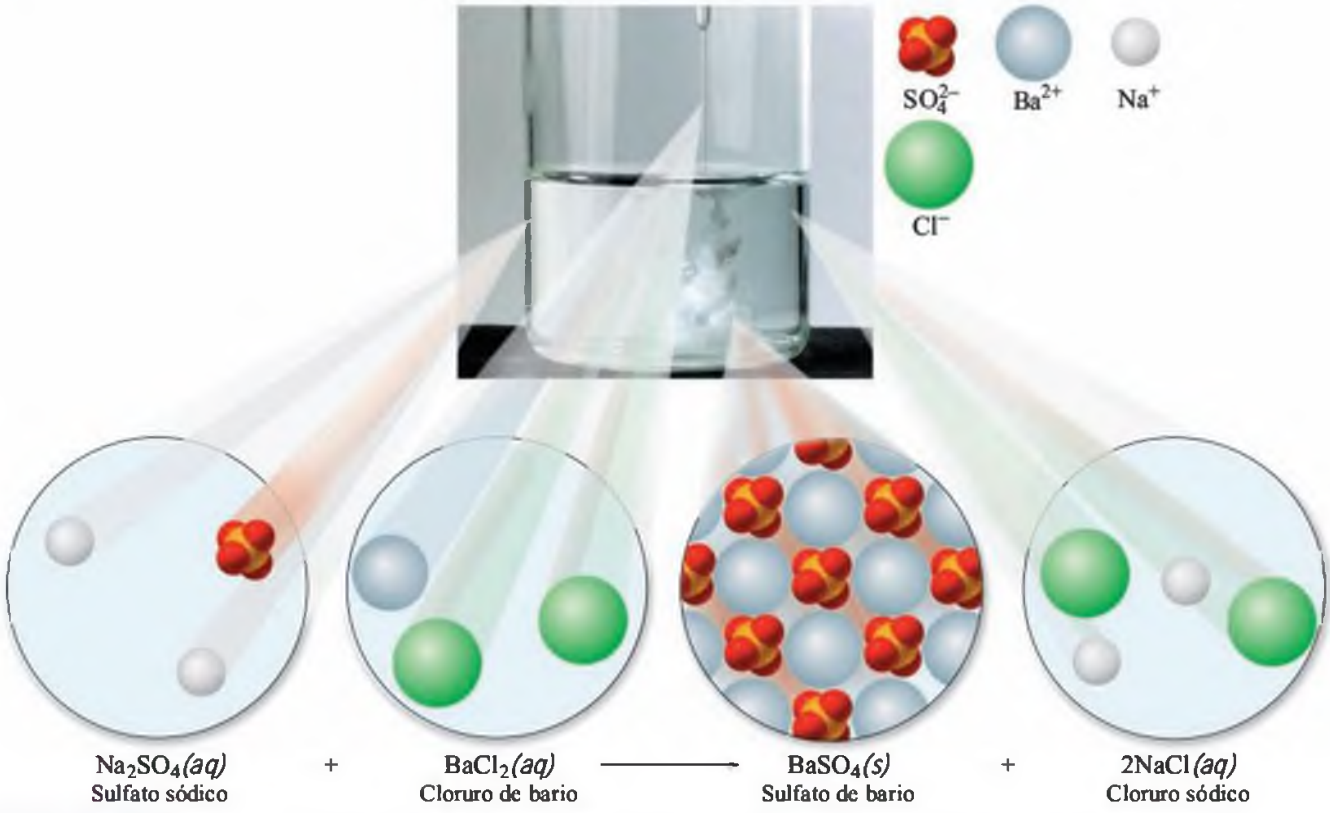


FIGURA 5.7 En una reacción de doble desplazamiento, los iones positivos de los reactivos se reemplazan entre sí.
P ¿Por qué los cambios en las fórmulas de los reactivos identifican esta reacción como una reacción de doble desplazamiento?

Por ejemplo, en la reacción representada en la figura 5.7, los iones bario se intercambian con los iones sodio de los reactivos para formar cloruro sódico y un precipitado sólido blanco de sulfato de bario. Las fórmulas de los productos dependen de las cargas de los iones.

$$BaCl_2(aq) + Na_2SO_4(aq) \longrightarrow BaSO_4(s) + 2NaCl(aq)$$

EJERCICIO RESUELTO 5.8

Identificar reacciones y predecir productos

Clasifica las siguientes reacciones como combinación, descomposición, o desplazamiento sencillo o doble:

a. $2Fe_2O_3(s) + 3C(s) \longrightarrow 3CO_2(g) + 4Fe(s)$
b. $Fe_2S_3(s) \longrightarrow 2Fe(s) + 3S(s)$
c. $2AgNO_3(aq) + MgCl_2(aq) \longrightarrow 2AgCl(s) + Mg(NO_3)_2(aq)$

SOLUCIÓN

a. En esta reacción de *desplazamiento sencillo*, un átomo de carbono reemplaza al Fe en el Fe_2O_3 para formar el compuesto CO_2 y átomos de Fe.
b. Cuando un reactivo se fragmenta en dos productos, la reacción es de *descomposición*.
c. Hay dos reactivos y dos productos, pero los iones positivos han intercambiado sus posiciones, lo que hace que sea una reacción de *doble desplazamiento*.

¡AHORA TÚ!

El óxido de nitrógeno (g) y el oxígeno (g) reaccionan para formar dióxido de nitrógeno gaseoso. Escribe la reacción ajustada e identifica el tipo de reacción.

Química y salud

El esmog y su influencia en la salud

Existen dos tipos de esmog. Uno de ellos, el esmog fotoquímico, necesita la luz solar para iniciar las reacciones que forman contaminantes como son los óxidos de nitrógeno y el ozono. El otro tipo de esmog, el industrial o londinense, se da en áreas en las que se quema carbón que contiene azufre.

El esmog fotoquímico es el que más abunda en las ciudades en las que la gente depende de los coches para el transporte. En un día típico en Los Ángeles, por ejemplo, las emisiones de óxido de nitrógeno (NO) de los tubos de escape de los coches aumentan al aumentar el tráfico de las carreteras. El óxido de nitrógeno se forma cuando el N_2 y el O_2 reaccionan a temperaturas elevadas en los motores de los coches y camiones.

$$N_2(g) + O_2(g) \xrightarrow{\text{Calor}} 2NO(g)$$

Cuando el NO reacciona con oxígeno en el aire forma NO_2, un gas marrón rojizo irritante para los ojos y dañino para el aparato respiratorio.

$$2NO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO_2(g)$$

Cuando el NO_2 está expuesto a la luz solar, se transforma en NO y átomos de oxígeno

$$NO_2(g) \longrightarrow NO(g) + \underset{\text{Átomos de oxígeno}}{O(g)}$$

Los átomos de oxígeno son tan reactivos que se combinan con moléculas de oxígeno en la atmósfera, formando ozono.

$$O(g) + O_2(g) \longrightarrow \underset{\text{Ozono}}{O_3(g)}$$

En las partes altas de la atmósfera (en la estratosfera) el ozono es beneficioso porque nos protege de la radiación ultravioleta dañina que proviene del sol. Sin embargo, en las partes bajas de la atmósfera, el ozono irrita los ojos y el tracto respiratorio, causando tos y fatiga y disminuyendo la función de los pulmones. También ocasiona el deterioro de los tejidos, agrietamientos en las gomas y daños en los árboles y los cultivos.

El esmog industrial es más importante en las áreas donde se quema combustible con un elevado contenido en azufre para generar electricidad. Durante la combustión, el azufre se convierte en dióxido de azufre:

$$S(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_2(g)$$

El SO_2 es dañino para las plantas, ya que impide su crecimiento, y es corrosivo para metales como el acero. El SO_2 también es dañino para el hombre; puede ocasionar deterioro de los pulmones y dificultades respiratorias. El SO_2 en el aire reacciona con más oxígeno para formar SO_3. La lluvia ácida se produce cuando el SO_3 se combina en el aire con agua para formar ácido sulfúrico.

$$2SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2SO_3(g)$$

$$SO_3(g) + H_2O(l) \longrightarrow \underset{\text{Ácido sulfúrico}}{H_2SO_4(aq)}$$

La presencia de ácido sulfúrico en ríos y lagos supone un aumento de la acidez del agua, reduciendo la capacidad de supervivencia de animales y plantas.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Tipos de reacciones

5.31 **a.** ¿Por qué la siguiente reacción se denomina reacción de descomposición?

$$2Al_2O_3(s) \xrightarrow{\Delta} 4Al(s) + 3O_2(g)$$

b. ¿Por qué la siguiente reacción se llama de desplazamiento sencillo?

$$Br_2(g) + BaI_2(s) \longrightarrow BaBr_2(s) + I_2(g)$$

5.32 **a.** ¿Por qué la siguiente reacción se denomina reacción de combinación?

$$H_2(g) + Br_2(g) \longrightarrow 2HBr(g)$$

b. ¿Por qué la siguiente reacción se llama de doble desplazamiento?

$$AgNO_3(aq) + NaCl(aq) \longrightarrow AgCl(s) + NaNO_3(aq)$$

5.33 Clasifica cada una de las siguientes reacciones como combinación, descomposición, desplazamiento sencillo o doble desplazamiento:

a. $4Fe(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Fe_2O_3(s)$
b. $Mg(s) + 2AgNO_3(aq) \longrightarrow Mg(NO_3)_2(aq) + 2Ag(s)$
c. $CuCO_3(s) \longrightarrow CuO(s) + CO_2(g)$
d. $NaOH(aq) + HCl(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$
e. $ZnCO_3(s) \longrightarrow CO_2(g) + ZnO(s)$
f. $Al_2(SO_4)_3(aq) + 6KOH(aq) \longrightarrow 2Al(OH)_3(s) + 3K_2SO_4(aq)$
g. $Pb(s) + O_2(g) \longrightarrow PbO_2(s)$

5.34 Clasifica cada una de las siguientes reacciones como combinación, descomposición, desplazamiento sencillo o doble desplazamiento:

a. $CuO(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow CuCl_2(aq) + H_2O(l)$
b. $2Al(s) + 3Br_2(g) \longrightarrow 2AlBr_3(s)$
c. $Pb(NO_3)_2(aq) + 2NaCl(aq) \longrightarrow PbCl_2(s) + 2NaNO_3(aq)$
d. $2Mg(s) + O_2(g) \longrightarrow 2MgO(s)$
e. $Fe_2O_3(s) + 3C(s) \longrightarrow 2Fe(s) + 3CO(g)$
f. $C_6H_{12}O_6(aq) \longrightarrow 2C_2H_6O(aq) + 2CO_2(g)$
g. $BaCl_2(aq) + K_2CO_3(aq) \longrightarrow BaCO_3(s) + 2KCl(aq)$

5.35 Intenta predecir los productos que se formarían en los siguientes tipos de reacciones, ajustando cada reacción:
a. combinación: $Mg(s) + Cl_2(g) \longrightarrow$
b. descomposición: $HBr(g) \longrightarrow$
c. desplazamiento sencillo: $Mg(s) + Zn(NO_3)_2(aq) \longrightarrow$
d. doble desplazamiento: $K_2S(aq) + Pb(NO_3)_2(aq) \longrightarrow$

5.36 Intenta predecir los productos que se formarían en los siguientes tipos de reacciones, ajustando cada reacción:
a. combinación: $Ca(s) + O_2(g) \longrightarrow$
b. descomposición: $PbO_2(s) \longrightarrow$
c. desplazamiento sencillo: $KI(s) + Cl_2(g) \longrightarrow$
d. doble desplazamiento: $CuCl_2(aq) + Na_2S(aq) \longrightarrow$

EL OBJETIVO ES...

definir los términos *oxidación* y *reducción*.

5.6 REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

Las reacciones de oxidación y las de reducción, que probablemente nos suenen a todos, tienen muchas aplicaciones en nuestra vida diaria. Cuando vemos un clavo oxidado, una cuchara de plata empañada o la corrosión de un metal, estamos viendo reacciones de oxidación.

$$4Fe(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Fe_2O_3(s)$$

El hierro se oxida

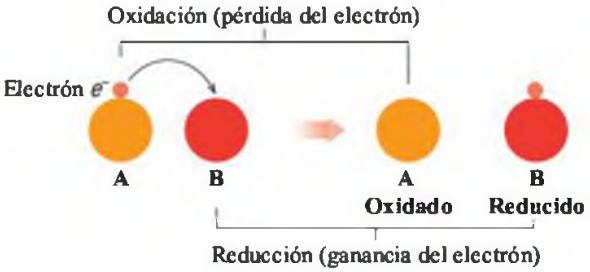
Herrumbre

Cuando encendemos las luces de un coche, una reacción de oxidación-reducción en la batería del coche proporciona la electricidad necesaria. En un día frío y ventoso a veces hacemos una hoguera: quemar madera es una reacción de oxidación-reducción. Cuando ingerimos alimentos que contienen almidón, este se digiere para obtener glucosa, que se oxida en las células para producir energía junto a dióxido de carbono y agua. Cada vez que respiramos, conseguimos oxígeno para llevar a cabo la oxidación en las células.

$$C_6H_{12}O_6(aq) + 6O_2(g) \longrightarrow 6CO_2(g) + 6H_2O(l) + \text{energía}$$

Oxidación-reducción

En una **reacción de oxidación-reducción** (*redox*) se transfieren los electrones de una sustancia a otra. Si una sustancia pierde electrones, la otra debe ganarlos. Se define la **oxidación** como la *pérdida* de electrones; la **reducción** es la *ganancia* de electrones.



Recuerda, por tanto, que:

Perder electrones = Oxidación

Ganar electrones = Reducción

Oxidación = Perder electrones

Reducción = Ganar electrones

Oxidación-reducción con intervención de iones

En general, los átomos de los metales pierden electrones para formar iones positivos, mientras que los no metales ganan electrones para formar iones negativos. Puede decirse que, en general, los metales se oxidan y los no metales se reducen.

Veamos el proceso de formación del compuesto iónico CaS:

$$Ca(s) + S(s) \longrightarrow CaS(s)$$

El átomo de calcio pierde dos electrones para formar el ión calcio (Ca^{2+}); el calcio se oxida.

$$Ca \longrightarrow Ca^{2+} + 2\,e^-$$ Oxidación: pérdida de electrones

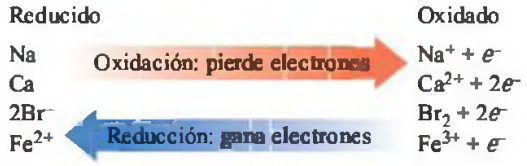
Al mismo tiempo, el átomo de azufre gana dos electrones para formar el ión sulfuro (S^{2-}); el azufre se reduce.

$$S + 2\,e^- \longrightarrow S^{2-}$$ Reducción: ganancia de electrones

Por tanto, la formación del CaS supone dos reacciones que transcurren simultáneamente, una de oxidación y otra de reducción.

$$Ca + S \longrightarrow Ca^{2+} + S^{2-} = CaS$$

Cada vez que en una reacción se dan una oxidación y una reducción, el número de electrones perdidos es igual al número de electrones ganados.



Pensemos en la reacción entre el zinc y el sulfato de cobre (fig. 5.8).

$$Zn(s) + CuSO_4(aq) \longrightarrow ZnSO_4(aq) + Cu(s)$$

La ecuación puede reescribirse para señalar los átomos y los iones que reaccionan:

$$\mathbf{Zn(s)} + \mathbf{Cu^{2+}(aq)} + SO4^{2-}(aq) \longrightarrow \mathbf{Zn^{2+}(aq)} + SO_4^{2-}(aq) + \mathbf{Cu(s)}$$

En esta reacción, los átomos de Zn pierden dos electrones para formar Zn^{2+}. Al mismo tiempo, el Cu^{2+} gana dos electrones. Los iones SO_4^{2-} son iones espectadores y no cambian.

$$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\,e^-$$ Oxidación de Zn

$$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Cu(s)$$ Reducción de Cu^{2+}

En esta reacción de desplazamiento sencillo, el zinc se oxida y el ión cobre(II) se reduce.

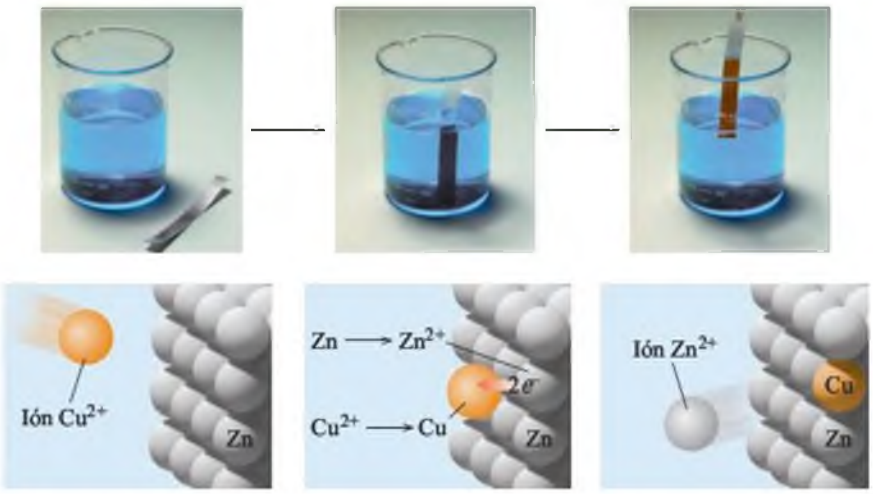


FIGURA 5.8 En esta reacción de desplazamiento sencillo, el Zn(s) se oxida a Zn^{2+}, proporcionando dos electrones para reducir el Cu^{2+} a Cu(s):

$$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \longrightarrow Cu(s) + Zn^{2+}(aq)$$

P En la oxidación, ¿el Zn(s) gana o pierde electrones?

EJERCICIO RESUELTO 5.9

Reacciones de oxidación-reducción

En las películas fotográficas tiene lugar la siguiente reacción de descomposición en presencia de luz, ¿qué se oxida, y qué se reduce?

$$2AgBr(s) \xrightarrow{Luz} 2Ag(s) + Br_2(g)$$

SOLUCIÓN

Para determinar qué proceso es de oxidación y cuál de reducción, es necesario mirar los iones y las cargas en el reactivo. En AgBr hay un ión plata (Ag^+) con una carga 1+ y un ión bromuro (Br^-) con una carga 1−. La ecuación puede escribirse de la siguiente manera:

$$2Ag^+(aq) + 2Br^-(aq) \longrightarrow 2Ag(s) + Br_2(g)$$

Ahora puede compararse Ag^+ con el producto átomo de Ag. En este caso, cada Ag^+ gana un electrón, lo que constituye una reducción.

$$2Ag^+(aq) + 2e^- \longrightarrow 2Ag(s) \quad \text{Reducción}$$

Al comparar Br^- con el Br en el producto Br_2 puede verse que en este caso cada Br^- ha perdido un electrón, lo que constituye una oxidación.

$$2Br^-(aq) \longrightarrow Br_2(g) + 2e^- \quad \text{Oxidación}$$

En la reacción, el ión bromuro se oxida y el ión plata se reduce.

¡AHORA TÚ!

En la siguiente reacción de combinación, ¿qué reactivo se oxida y cuál se reduce?

$$2Li(s) + F_2(g) \longrightarrow 2LiF(s)$$

Investiga tu entorno

Oxidación de frutas y verduras

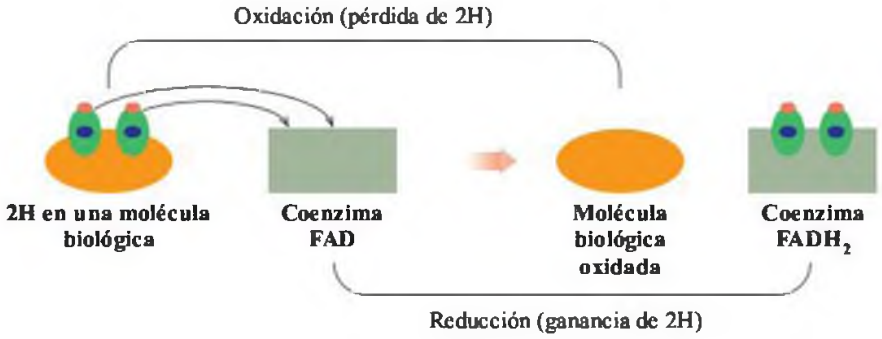
Las superficies recién cortadas de las frutas y verduras se oscurecen cuando se exponen al oxígeno del aire. Corta 3 rodajas de una fruta o verdura —puede ser una manzana, una patata, un aguacate o un plátano—. Deja una de las rodajas encima de la mesa de la cocina (sin tapar). Recubre otra con plástico alimentario y déjala también encima de la mesa de la cocina. Moja la tercera en zumo de limón y déjala sin tapar encima de la mesa de la cocina.

PREGUNTAS

1. ¿Qué cambios han tenido lugar en cada una de las muestras después de 1 o 2 horas?
2. ¿Cómo ralentiza la decoloración de las frutas y verduras el hecho de cubrirlas con plástico?
3. Si el zumo de limón contiene vitamina C (un antioxidante), ¿cómo influye en la reacción de oxidación de la superficie de la fruta o verdura el hecho de introducir esta en zumo de limón?
4. Otros tipos de antioxidantes son la vitamina E, el ácido cítrico y el BHT. Busca estos antioxidantes en las etiquetas de cereales, patatas fritas y otros alimentos habituales. ¿Por qué se añaden antioxidantes a los productos de alimentación que se van a almacenar en la despensa?

Oxidación y reducción en sistemas biológicos

La oxidación también puede suponer la adición de oxígeno o la pérdida de hidrógeno, y la reducción puede suponer la pérdida de oxígeno o la ganancia de hidrógeno. En las células del cuerpo, la oxidación de compuestos orgánicos (carbono) supone la transferencia de átomos de hidrógeno (H), compuestos por electrones y protones. Por ejemplo, la oxidación de una molécula bioquímica típica puede suponer la transferencia de dos átomos de hidrógeno



(o $2H^+$ y $2e^-$) a un aceptor de protones como la proteína FAD (flavina adenina dinucleótido). La coenzima se reduce a $FADH_2$. En muchas reacciones bioquímicas de oxidación-reducción, es necesaria la transferencia de átomos de hidrógeno para la liberación de energía en las células. Por ejemplo, el alcohol metílico (CH_3OH), un compuesto venenoso, se metaboliza en el cuerpo de acuerdo con las siguientes reacciones:

$$\underset{\text{Alcohol metílico}}{CH_3OH} \longrightarrow \underset{\text{Formaldehído}}{H_2CO} + 2H \qquad \text{Oxidación: pérdida de átomos de H}$$

El formaldehído puede oxidarse más, esta vez por adición de oxígeno, para formar ácido fórmico:

$$\underset{\text{Formaldehído}}{2H_2CO} + O_2 \longrightarrow \underset{\text{Ácido fórmico}}{2H_2CO_2} \qquad \text{Oxidación: adición de átomos de O}$$

Finalmente, el ácido fórmico se oxida a dióxido de carbono y agua:

$$\underset{\text{Ácido fórmico}}{2H_2CO_2} + O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 2H_2O \qquad \text{Oxidación: adición de átomos de O}$$

Los productos intermedios de la oxidación del alcohol metílico son bastante tóxicos, pueden producir ceguera e incluso la muerte, ya que interfieren con reacciones claves en las células del cuerpo.

En resumen, puede decirse que la definición de oxidación y reducción que se use en particular depende del proceso que ocurra en la reacción. Todas estas definiciones se recogen en la tabla 5.6. La oxidación siempre supone pérdida de electrones, pero también puede verse como una adición de átomos de oxígeno o una pérdida de átomos de hidrógeno. Una reducción siempre supone ganancia de electrones y también puede verse como pérdida de oxígeno o como ganancia de hidrógeno.

TABLA 5.6 Características de la oxidación y la reducción

Oxidación	
Siempre supone	**Puede suponer**
Pérdida de electrones	Adición de oxígeno
	Pérdida de hidrógeno
Reducción	
Siempre supone	**Puede suponer**
Ganancia de electrones	Pérdida de oxígeno
	Adición de hidrógeno

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Reacciones de oxidación-reducción

5.37 Indica cuándo describen una oxidación o una reducción cada una de las siguientes reacciones:

a. $Na^+(aq) + e^- \longrightarrow Na(s)$
b. $Ni(s) \longrightarrow Ni^{2+}(aq) + 2e^-$
c. $Cr^{3+}(aq) + 3e^- \longrightarrow Cr(s)$
d. $2H^+(aq) + 2e^- \longrightarrow H_2(g)$

5.38 Indica cuándo describen una oxidación o una reducción cada una de las siguientes reacciones:

a. $O_2(g) + 4e^- \longrightarrow 2O^{2-}(aq)$
b. $Al(s) \longrightarrow Al^{3+}(aq) + 3e^-$
c. $Fe^{3+}(aq) + e^- \longrightarrow Fe^{2+}(aq)$
d. $2Br^-(aq) \longrightarrow Br_2(g) + 2e^-$

5.39 En las siguientes reacciones, identifica el reactivo que se oxida y el que se reduce:

a. $Zn(s) + Cl_2(g) \longrightarrow ZnCl_2(s)$
b. $Cl_2(g) + 2NaBr(aq) \longrightarrow 2NaCl(aq) + Br_2(g)$
c. $2PbO(s) \longrightarrow 2Pb(s) + O_2(g)$
d. $2Fe^{3+}(aq) + Sn^{2+}(aq) \longrightarrow 2Fe^{2+}(aq) + Sn^{4+}(aq)$

5.40 En las siguientes reacciones, identifica el reactivo que se oxida y el que se reduce:

a. $2Li(s) + F_2(g) \longrightarrow 2LiF(s)$
b. $Cl_2(g) + 2KI(aq) \longrightarrow 2KCl(aq) + I_2(g)$
c. $Zn(g) + Cu^{2+}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$
d. $Fe(s) + CuSO_4(aq) \longrightarrow FeSO_4(aq) + Cu(s)$

5.41 En las mitocondrias de las células humanas, la energía para la producción de ATP la proporcionan las reacciones de oxidación y reducción de los iones hierro de los citocromos de la cadena de transporte de electrones. Identifica cada una de las siguientes reacciones como de oxidación o reducción:

a. $Fe^{3+} + e^- \longrightarrow Fe^{2+}$
b. $Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + e^-$

5.42 El cloro (Cl_2) es un potente germicida empleado para desinfectar el agua potable y para matar los microbios en las piscinas. Si se transforma en Cl^-, el cloro elemental ¿se oxida o se reduce?

5.43 Cuando el ácido linoleico, un ácido graso insaturado, reacciona con hidrógeno, se forma un ácido graso saturado. El ácido linoleico, ¿se oxida o se reduce en la reacción de hidrogenación?

$$C_{18}H_{32}O_2 + 2\ H_2 \longrightarrow C_{18}H_{36}O_2$$

5.44 En una de las reacciones del ciclo del ácido cítrico, que proporciona energía para la síntesis del ATP, el ácido succínico se transforma en fumárico.

$$\underset{\text{Ácido succínico}}{C_4H_6O_4} \longrightarrow \underset{\text{Ácido fumárico}}{C_4H_4O_4} + 2H$$

La reacción se encuentra acompañada por la de una coenzima, la flavina adenina dinucleótido (FAD).

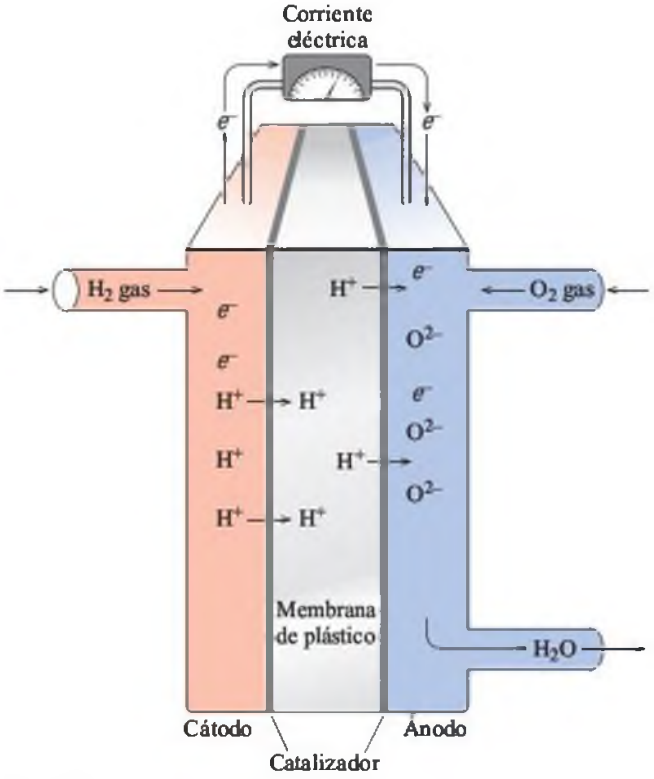
$$FAD + 2H \longrightarrow FADH_2$$

a. El ácido succínico ¿se oxida o se reduce?
b. La coenzima FAD ¿se oxida o se reduce?
c. ¿Cómo pueden ocurrir a la vez las dos reacciones?

Química verde

Pilas de combustible: energía limpia para el futuro

Las celdas de combustible han atraído la atención de los científicos, ya que proporcionan una fuente alternativa de energía eléctrica que es más eficiente, no emplea las reservas de combustibles fósiles y genera productos que no contaminan la atmósfera. Las pilas de combustible se consideran como una vía limpia de producir energía.



Oxidación
$2H_2(g) \longrightarrow 4H^+(aq) + 4e^-$

Reducción
$O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^- \longrightarrow 2H_2O(l)$

Al contrario que las pilas que se agotan, en las pilas de combustible se proporcionan continuamente nuevos reactivos para producir la corriente eléctrica. Se ha empleado un tipo de pila de combustible hidrógeno-oxígeno en prototipos de automóviles. En esta pila de hidrógeno, el gas entra en la pila de combustible y se pone en contacto con un catalizador de platino embebido en una membrana de plástico. El catalizador contribuye en la reacción de oxidación de los átomos de hidrógeno para dar protones y electrones.

$$2H_2(g) \longrightarrow 4H^+(aq) + 4e^- \qquad \text{Oxidación}$$

Los electrones producen una corriente eléctrica al viajar a través de un alambre conductor. Los protones se mueven a través de la membrana de plástico para reaccionar con las moléculas de oxígeno. El oxígeno se reduce a iones óxido que se combinan con los protones para dar agua.

$$O_2(g) + H^+(aq) + 4e^- \longrightarrow 2H_2O(l) \qquad \text{Reducción}$$

La reacción global de la pila de combustible hidrógeno-oxígeno puede escribirse como

$$2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(l)$$

De hecho, las pilas de combustible se han empleado para proporcionar energía a los trasbordadores espaciales, y puede que estén pronto disponibles para producir energía en coches y autobuses.

El mayor inconveniente para el uso práctico de las pilas de combustible es el impacto económico de transformar los coches para operar con ellas. También constituye un problema el almacenaje y el coste de la fabricación del hidrógeno; algunos fabricantes están experimentando con sistemas que conviertan la gasolina o el metanol en hidrógeno para su uso inmediato en pilas de combustible.

En las casas, las pilas de combustible podrían reemplazar un día a las baterías empleadas actualmente para proporcionar energía eléctrica a los teléfonos móviles, los reproductores de CD o DVD, y los ordenadores de sobremesa. El diseño de pilas de combustible se encuentra aún en fase prototipo, aunque existe un gran interés por su desarrollo. De hecho, se sabe que pueden funcionar, pero todavía deben hacerse modificaciones para que alcancen un precio razonable y formen así parte de la vida cotidiana.

5.7 RELACIONES ENTRE MOLES EN LAS ECUACIONES QUÍMICAS

EL OBJETIVO ES...

dada una cantidad en moles de reactivo o de producto, usar un factor mol-mol a partir de la ecuación ajustada para calcular los moles de otra sustancia en la reacción.

En apartados anteriores hemos visto que las ecuaciones químicas se ajustan en términos de los números de cada tipo de átomos para los reactivos y los productos. Sin embargo, cuando se llevan a cabo los experimentos en el laboratorio o se preparan medicamentos en una farmacia, las muestras contienen billones de átomos y moléculas, por lo que es imposible contarlos individualmente. Lo que puede medirse de forma conveniente es la masa, usando una balanza. Dado que la masa está relacionada con el número de partículas por medio de la masa molar, medir la masa es equivalente a contar el número de partículas o moles.

Conservación de la masa

En cualquier reacción química, la cantidad total de materia de los reactivos es igual a la cantidad total de materia de los productos. Si se pesaran todos los reactivos, tendrían una masa total igual a la masa total de los productos. Esto se conoce como la *ley de conservación de la masa,* que indica que no se producen cambios en la masa total de las sustancias que reaccionan en una reacción química. Por tanto, no existe ni ganancia ni pérdida de materia cuando las sustancias originales se transforman en otras nuevas.

Por ejemplo, la pátina se forma cuando la plata reacciona con azufre para formar sulfuro de plata.

$$2Ag(s) + S(s) \longrightarrow Ag_2S(s)$$

$2Ag(s)$ + $S(s)$ ⟶ $Ag_2S(s)$

Masa de reactivos = Masa de productos

En esta reacción, el número de átomos de plata que reaccionan es el doble que el número de átomos de azufre. Cuando reaccionan 200 átomos de plata, se necesitan 100 átomos de azufre. Normalmente, sin embargo, en la reacción se encontrarán presentes muchos más átomos. Si se refiere uno a cantidades molares, los coeficientes en la ecuación pueden interpretarse en términos de moles. Así, 2 moles de plata reaccionan con 1 mol de azufre. Dado que puede determinarse la masa molar de cada uno, las cantidades de plata y azufre también pueden expresarse en términos de la masa en gramos de cada uno. Por tanto, una ecuación química para una reacción puede interpretarse de varias maneras, como se muestra en la tabla 5.7

TABLA 5.7 Información suministrada por una ecuación ajustada

	Reactivos		Productos
Ecuación	**2 Ag(s)**	**+ S(s)**	⟶ **$Ag_2S(s)$**
Átomos	2 átomos de Ag	+ 1 átomo de S	⟶ 1 unidad fórmula de Ag_2S
	200 átomos de Ag	+ 100 átomos de S	⟶ 100 unidades fórmula de Ag_2S
Número de Avogadro de átomos	$2(6{,}02 \times 10^{23})$ átomos de Ag	+ $1(6{,}02 \times 10^{23})$ átomos de S	⟶ $1(6{,}02 \times 10^{23})$ unidades fórmula de Ag_2S
Moles	2 moles de Ag	+ 1 mol de S	⟶ 1 mol de Ag_2S
Masa (g)	2(107,9 g) de Ag	+ 1(32,1 g) de S	⟶ 1(247,9 g) de Ag_2S
Masa total (g)	247,9 g		⟶ 247,9 g

Factores mol-mol a partir de una ecuación

Cuando el hierro reacciona con azufre, el producto es sulfuro de hierro(III).

$$2Fe(s) + 3S(s) \longrightarrow Fe_2S_3(s)$$

Hierro (Fe) + Azufre (S) ⟶ Sulfuro de hierro(III) (Fe_2S_3)

$2Fe(s)$ + $3S(s)$ ⟶ $Fe_2S_3(s)$

Al estar ajustada la ecuación, se conocen las proporciones de hierro y azufre en la reacción. Para esta reacción, se ve que 2 moles de hierro reaccionan con 3 moles de azufre para formar 1 mol de sulfuro de hierro(III). A partir de los coeficientes, se pueden escribir **factores mol-mol** entre los reactivos y entre reactivos y productos.

$$\text{Fe y S: } \frac{2 \text{ moles de Fe}}{3 \text{ moles de S}} \text{ y } \frac{3 \text{ moles de S}}{2 \text{ moles de Fe}}$$

$$\text{Fe y } Fe_2S_3\text{: } \frac{2 \text{ moles de Fe}}{1 \text{ mol de } Fe_2S_3} \text{ y } \frac{1 \text{ mol de } Fe_2S_3}{2 \text{ moles de Fe}}$$

$$\text{S y } Fe_2S_3\text{: } \frac{3 \text{ moles de S}}{1 \text{ mol de } Fe_2S_3} \text{ y } \frac{1 \text{ mol de } Fe_2S_3}{3 \text{ moles de S}}$$

Uso de factores mol-mol en los cálculos

Cuando preparamos una receta, ajustamos un motor para conseguir la mezcla adecuada de combustible y aire o preparamos medicamentos en un laboratorio farmacéutico, es necesario saber las cantidades adecuadas de reactivos que debemos usar y cuánto producto se va a formar. Antes hemos visto todos los factores de conversión posibles que pueden obtenerse a partir de la ecuación ajustada $2Fe(s) + 3S(s) \longrightarrow Fe_2S_3(s)$. Ahora vamos a ver cómo se emplean los factores mol-mol en los cálculos químicos.

EJERCICIO RESUELTO 5.10

Cálculo de moles de un reactivo

En la reacción entre el hierro y el azufre, ¿cuántos moles de azufre se necesitan para reaccionar con 6,0 moles de hierro?

$$2Fe(s) + 3S(s) \longrightarrow Fe_2S_3(s)$$

SOLUCIÓN

Paso 1 **Escribir los números de moles dados y pedidos.** En este problema se necesita encontrar el número de moles de S que reaccionan con 6,0 moles de Fe

Dados moles de Fe **Pedidos** moles de S

Paso 2 **Escribir la forma de convertir el dato en lo solicitado.**

moles de Fe | Factor mol-mol | moles de S

Paso 3 **Emplear los coeficientes para escribir las relaciones y los factores mol-mol.** Se usan los coeficientes para escribir los factores mol-mol para las sustancias suministradas y solicitadas.

$$2 \text{ moles de Fe} = 3 \text{ moles de S}$$

$$\frac{2 \text{ moles Fe}}{3 \text{ moles S}} \text{ y } \frac{3 \text{ moles S}}{2 \text{ moles Fe}}$$

Paso 4 **Resolver el problema empleando el factor mol-mol que cancela los moles suministrados.** Se usa un factor mol-mol para cancelar los moles suministrados y obtener los moles solicitados.

$$6{,}0 \text{ moles Fe} \times \frac{3 \text{ moles S}}{2 \text{ moles Fe}} = 9{,}0 \text{ moles de S}$$

La respuesta se da con 2 cifras significativas, dado que la cantidad suministrada, 6,0 moles de Fe, tiene 2 cifras significativas. Los valores del factor mol-mol son exactos.

¡AHORA TÚ!

Usando la ecuación del problema resuelto 5.10, calcula el número de moles de hierro necesarios para reaccionar completamente con 2,7 moles de azufre.

Guía para el uso de los factores molares

1. Escribir los moles dados y buscados.
2. Escribir un método para convertir los moles dados en los buscados.
3. Usar los coeficientes para escribir relaciones y factores mol-mol.
4. Resolver el problema empleando el factor molar que cancele los moles dados.

EJERCICIO RESUELTO 5.11

Cálculo de moles de un producto

El gas propano (C_3H_8), un combustible para hornillos de campamento y automóviles especialmente preparados, reacciona con oxígeno para formar dióxido de carbono y agua. ¿Cuántos moles de CO_2 se pueden formar cuando reaccionan 2,25 moles de C_3H_8?

$$C_3H_8(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g)$$

Propano

SOLUCIÓN

Paso 1 **Escribir los moles suministrados y solicitados.** En este problema hay que encontrar el número de moles de CO_2 que pueden formarse cuando reaccionan 2,25 moles de C_3H_8.

Dato moles de C_3H_8 **Incógnita** moles de CO_2

Paso 2 **Escribir la forma de convertir el dato en lo solicitado.**

moles de C_3H_8 → Factor mol-mol → moles de CO_2

Paso 3 **Emplear los coeficientes para escribir las relaciones y los factores mol-mol.** Se usan los coeficientes para escribir los factores mol-mol para las sustancias suministradas y solicitadas.

$$1 \text{ mol de } C_3H_8 = 3 \text{ moles de } CO_2$$

$$\frac{1 \text{ mol } C_3H_8}{3 \text{ moles } CO_2} \text{ y } \frac{3 \text{ moles } CO_2}{1 \text{ mol } C_3H_8}$$

Paso 4 **Resolver el problema empleando el factor mol-mol que cancela los moles suministrados.** Se usa un factor mol-mol para cancelar los moles suministrados y obtener los moles solicitados.

$$2{,}25 \text{ moles } C_3H_8 \times \frac{3 \text{ moles } CO_2}{1 \text{ mol } C_3H_8} = 6{,}75 \text{ moles de } CO_2$$

La respuesta se da con 3 cifras significativas, ya que la cantidad suministrada, 2,25 moles de C_3H_8, tiene 3 cifras significativas. Los valores del factor mol-mol son exactos.

¡AHORA TÚ!

Usando la ecuación del problema resuelto 5.11, calcula el número de moles de oxígeno que deben reaccionar para formar 0,756 moles de agua.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Relaciones molares en ecuaciones químicas

5.45 Explica las siguientes ecuaciones en términos de (1) número de partículas y (2) número de moles:

a. $2SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2SO_3(g)$

b. $4P(s) + 5O_2(g) \longrightarrow 2P_2O_5(s)$

5.46 Explica las siguientes ecuaciones en términos de (1) número de partículas y (2) número de moles.

a. $2Al(s) + 3Cl_2(g) \longrightarrow 2AlCl_3(s)$

b. $4HCl(g) + O_2(g) \longrightarrow 2Cl_2(g) + 2H_2O(g)$

5.47 Escribe todos los factores mol-mol correspondientes al problema 5.45.

5.48 Escribe todos los factores mol-mol correspondientes al problema 5.46.

5.49 La reacción de hidrógeno con oxígeno produce agua.

$$2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(g)$$

a. ¿Cuántos moles de O_2 se necesitan para reaccionar con 2,0 moles de H_2?

b. Si se dispone de 5,0 moles de O_2, ¿cuántos moles de H_2 se necesitan para la reacción?

c. ¿Cuántos moles de H_2O se forman cuando reaccionan 2,5 moles de O_2?

5.50 El amoniaco se forma por reacción entre el hidrógeno y el nitrógeno.

$$N_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g) \text{ amoniaco}$$

a. ¿Cuántos moles de H_2 son necesarios para reaccionar con 1,0 moles de N_2?

b. ¿Cuántos moles de N_2 reaccionan si se forman 0,60 moles de NH_3?

c. ¿Cuántos moles de NH_3 se forman cuando reaccionan 1,4 moles de H_2?

5.51 El disulfuro de carbono y el monóxido de carbono se forman cuando se calienta carbono con dióxido de azufre.

$$5C(s) + 2SO_2(g) \longrightarrow CS_2(l) + 4CO(g)$$

a. ¿Cuántos moles de C se necesitan para reaccionar con 0,500 moles de SO_2?

b. ¿Cuántos moles de CO se forman cuando reaccionan 1,2 moles de C?

c. ¿Cuántos moles de SO_2 se necesitan para formar 0,50 moles de CS_2?

d. ¿Cuántos moles de CS_2 se forman cuando reaccionan 2,5 moles de C?

5.52 En un soplete de acetileno, el gas acetileno (C_2H_2) se quema con oxígeno para formar dióxido de carbono y agua.

$$2C_2H_2(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 4CO_2(g) + 2H_2O(g)$$

a. ¿Cuántos moles de O_2 se necesitan para reaccionar con 2,00 moles de C_2H_2?

b. ¿Cuántos moles de CO_2 se forman cuando reaccionan 3,5 moles de C_2H_2?

c. ¿Cuántos moles de C_2H_2 se necesitan para formar 0,50 moles de H_2O?

d. ¿Cuántos moles de CO_2 se forman a partir de 0,100 moles de O_2?

5.8 CÁLCULOS DE MASAS PARA LAS REACCIONES

EL OBJETIVO ES...

dada la masa en gramos de una sustancia en una reacción, calcular la masa en gramos de otra sustancia en la reacción.

Cuando se lleva a cabo un experimento químico en el laboratorio, se emplea una balanza de laboratorio para pesar una masa determinada de reactivo. A partir de la masa en gramos, puede determinarse el número de moles del reactivo. Usando los factores mol-mol, se pueden predecir los moles de producto que se pueden formar. Después se emplea la masa molar del producto para volver a transformar los moles en masa en gramos, como puede verse en el siguiente problema resuelto.

EJERCICIO RESUELTO 5.12

Masas de productos a partir de moles de reactivo

En la formación del esmog, el nitrógeno reacciona con oxígeno para formar óxido de nitrógeno. Calcula los gramos de NO que se producen cuando reaccionan 1,50 moles de O_2.

$$N_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO(g)$$

SOLUCIÓN

Paso 1

Dato 1,50 moles de O_2 **Incógnita** gramos de NO

Paso 2 Planteamiento

moles de O_2 → Factor mol-mol → moles de NO → Masa molar → gramos de NO

Paso 3 Equivalencias/factores de conversión. El factor mol-mol que transforma los moles de O_2 en moles de NO se deriva de los coeficientes en la ecuación ajustada.

1 mol de O_2 = 2 moles de NO

$$\frac{2 \text{ moles NO}}{1 \text{ mol } O_2} \text{ y } \frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ moles NO}}$$

1 mol de NO = 30,0 g de NO

$$\frac{30{,}0 \text{ g NO}}{1 \text{ mol NO}} \text{ y } \frac{1 \text{ mol NO}}{30{,}0 \text{ g NO}}$$

Paso 4 Resolución del problema. En primer lugar, se puede transformar el dato, 1,50 moles de O_2, en moles de NO:

$$1{,}50 \text{ moles } O_2 \times \frac{2 \text{ moles NO}}{1 \text{ mol } O_2} = 3{,}00 \text{ moles de NO}$$

Ahora, los moles de NO se pueden convertir en gramos de NO empleando la masa molar.

$$3{,}00 \text{ moles NO} \times \frac{3{,}00 \text{ g NO}}{1 \text{ mol NO}} = 90{,}0 \text{ g de NO}$$

Estos dos pasos también pueden escribirse como una secuencia de factores de conversión que conducen a la masa en gramos de NO.

$$1{,}50 \text{ moles } O_2 \times \frac{2 \text{ moles NO}}{1 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{3{,}00 \text{ g NO}}{1 \text{ mol NO}} = 90{,}0 \text{ g de NO}$$

Guía para calcular las masas de reactivos y productos en una reacción química

1. Usar la masa molar para transformar los gramos conocidos en moles (si es necesario).
2. Escribir un factor mol-mol a partir de los coeficientes en la ecuación.
3. Convertir los moles conocidos en los moles de la sustancia que se desea saber, empleando el factor mol-mol.
4. Convertir los moles buscados de la sustancia en gramos empleando la masa molar.

¡AHORA TÚ!

Empleando la ecuación del ejercicio resuelto 5.12, calcula los gramos de NO que se pueden formar cuando reaccionan 0,734 moles de N_2.

EJERCICIO RESUELTO 5.13

Masa de producto a partir de masa de reactivo

El acetileno (C_2H_2), que se usa en los sopletes, se quema con oxígeno:

$$2C_2H_2(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 4CO_2(g) + 2H_2O(g)$$

¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se forman al quemar 54,6 g de C_2H_2?

SOLUCIÓN

Paso 1 Dato gramos de C_2H_2 **Incógnita** gramos de CO_2

Paso 2 Planteamiento. Una vez transformados los gramos de C_2H_2 en moles empleando su masa molar, se puede emplear el factor mol-mol para averiguar los moles de CO_2. A continuación, la masa molar del CO_2 nos proporcionará los gramos de CO_2.

gramos de C_2H_2 → Masa molar → moles de C_2H_2 → Factor mol-mol → moles de CO_2 → Masa molar → gramos de CO_2

Paso 3 Equivalencias/factores de conversión. Se necesitan los factores de las masas molares del C_2H_2 y el CO_2 y el factor mol-mol que transforma los moles de C_2H_2 en moles de CO_2, que se obtiene a partir de los coeficientes en la ecuación ajustada.

1 mol de C_2H_2 = 26,0 g de C_2H_2

$$\frac{26{,}0 \text{ g } C_2H_2}{1 \text{ mol } C_2H_2} \text{ y } \frac{1 \text{ mol } C_2H_2}{26{,}0 \text{ g } C_2H_2}$$

2 moles de C_2H_2 = 4 moles de CO_2

$$\frac{2 \text{ moles } C_2H_2}{4 \text{ moles } CO_2} \text{ y } \frac{4 \text{ moles } CO_2}{2 \text{ moles } C_2H_2}$$

1 mol de CO_2 = 44,0 g de CO_2

$$\frac{44{,}0 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} \text{ y } \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44{,}0 \text{ g } CO_2}$$

Paso 4 **Resolución del problema.** Como vimos antes, en primer lugar se convierten los gramos de C_2H_2 en moles de C_2H_2.

$$54{,}6\ \text{g}\ C_2H_2 \times \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_2}{26{,}0\ \text{g}\ C_2H_2} = 2{,}10\ \text{moles de}\ C_2H_2$$

Ahora, los moles de C_2H_2 se pueden convertir en moles de CO_2 empleando el factor mol-mol.

$$2{,}10\ \text{moles}\ C_2H_2 \times \frac{4\ \text{moles}\ CO_2}{2\ \text{moles}\ C_2H_2} = 4{,}20\ \text{moles de}\ CO_2$$

Por último, se transforman los moles de CO_2 en gramos de CO_2:

$$4{,}20\ \text{moles}\ CO_2 \times \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 185\ \text{g de}\ CO_2$$

La solución también puede obtenerse usando los factores de conversión de forma secuencial:

$$54{,}6\ \text{g}\ C_2H_2 \times \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_2}{26{,}0\ \text{g}\ C_2H_2} \times \frac{4\ \text{moles}\ CO_2}{2\ \text{moles}\ C_2H_2} \times \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 185\ \text{g de}\ CO_2$$

¡AHORA TÚ!

A partir de la ecuación del ejercicio resuelto 5.13, calcula los gramos de CO_2 que se pueden formar cuando reaccionan 25,0 g de O_2.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Cálculos de masas para reacciones

5.53 El sodio reacciona con oxígeno para formar óxido de sodio:

$$4Na(s) + O_2(g) \longrightarrow 2Na_2O(s)$$

a. ¿Cuántos gramos de Na_2O se forman cuando reaccionan 2,50 moles de Na?
b. Si se tienen 18,0 g de Na, ¿cuántos gramos de O_2 se necesitan para la reacción?
c. ¿Cuántos gramos de O_2 se necesitan para una reacción en la que se forman 75,0 g de Na_2O?

5.54 El nitrógeno gaseoso reacciona con hidrógeno gaseoso para formar amoniaco según la siguiente reacción:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g)$$

a. Si se dispone de 1,80 moles de H_2, ¿cuántos gramos de NH_3 se pueden formar?
b. ¿Cuántos gramos de H_2 se necesitan para reaccionar con 2,80 g de N_2?
c. ¿Cuántos gramos de NH_3 se pueden formar a partir de 12,0 g de H_2?

5.55 El amoniaco y el oxígeno reaccionan para formar nitrógeno y agua:

$$4NH_3(g) + 3O_2(g) \longrightarrow 2N_2(g) + 6H_2O(g)$$

Amoniaco

a. ¿Cuántos gramos de O_2 se necesitan para reaccionar con 8,00 moles de NH_3?
b. ¿Cuántos gramos de N_2 se pueden formar cuando reaccionan 6,50 g de O_2?
c. ¿Cuántos gramos de agua se forman en la reacción de 34,0 g de NH_3?

5.56 El óxido de hierro(III) reacciona con carbono para dar hierro y monóxido de carbono.

$$Fe_2O_3(s) + 3C(s) \longrightarrow 2\,Fe(s) + 3CO(g)$$

a. ¿Cuántos gramos de C se necesitan para reaccionar con 2,50 moles de Fe_2O_3?
b. ¿Cuántos gramos de CO se producen cuando reaccionan 36,0 g de C?
c. ¿Cuántos gramos de Fe pueden formarse cuando reaccionan 6,00 g de Fe_2O_3?

5.57 El dióxido de nitrógeno y el agua reaccionan para formar ácido nítrico, HNO_3 y óxido de nitrógeno.

$$3NO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow 2HNO_3(aq) + NO(g)$$

a. ¿Cuántos gramos de H_2O se necesitan para reaccionar con 28,0 g de NO_2?
b. ¿Cuántos gramos de NO se forman a partir de 15,8 g de NO_2?
c. ¿Cuántos gramos de HNO_3 se forman a partir de 8,25 g de NO_2?

5.58 La cianamida cálcica reacciona con agua para formar carbonato cálcico y amoniaco:

$$CaCN_2(s) + 3H_2O(l) \longrightarrow CaCO_3(s) + 2NH_3(g)$$

a. ¿Cuántos gramos de agua se necesitan para reaccionar con 75,0 g de $CaCN_2$?
b. ¿Cuántos gramos de NH_3 se forman a partir de 5,24 g de $CaCN_2$?
c. ¿Cuántos gramos de $CaCO_3$ se forman si reaccionan 155 g de agua?

5.59 Cuando el sulfuro de plomo(II) arde con oxígeno, los productos son óxido de plomo(II) y dióxido de azufre.
a. Escribe la ecuación ajustada para la reacción
b. ¿Cuántos gramos de oxígeno se necesitan para reaccionar con 0,125 moles de sulfuro de plomo(II)?
c. ¿Cuántos gramos de dióxido de azufre pueden formarse cuando reaccionan 65,0 g de sulfuro de plomo(II)?
d. ¿Cuántos gramos de sulfuro de plomo(II) se emplean para formar 128 g de óxido de plomo(II)?

5.60 Cuando reaccionan los gases sulfuro de dihidrógeno y oxígeno se forman los gases dióxido de azufre y vapor de agua.
a. Escribe la ecuación ajustada para la reacción.
b. ¿Cuántos gramos de oxígeno se necesitan para reaccionar con 2,50 g de sulfuro de dihidrógeno?
c. ¿Cuántos gramos de dióxido de azufre se forman cuando reaccionan 38,5 g de sulfuro de oxígeno?
d. ¿Cuántos gramos de oxígeno se emplean para formar 55,8 g de vapor de agua?

5.9 LA ENERGÍA EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

EL OBJETIVO ES...

describir las reacciones exotérmicas y endotérmicas y los factores que afectan a la velocidad de una reacción.

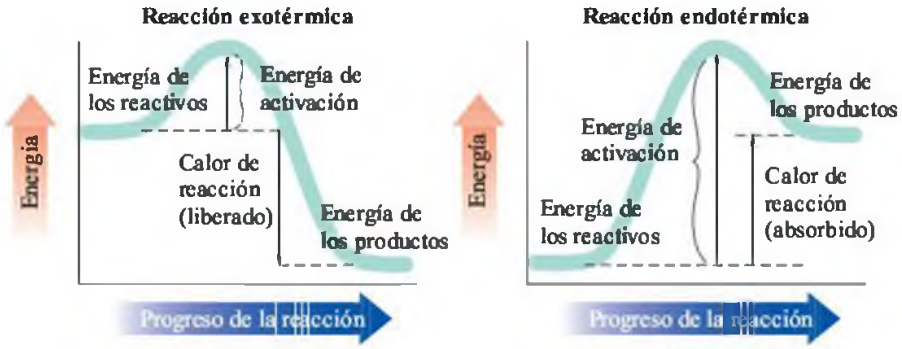
Para que tenga lugar una reacción química, las moléculas de los reactivos deben chocar entre sí con la orientación y la energía adecuadas. Incluso cuando la colisión tiene la orientación adecuada, debe existir la suficiente energía para romper los enlaces de los reactivos. La cantidad de energía necesaria para romper dichos enlaces se denomina **energía de activación**. Si la energía de una colisión es menor que la energía de activación, las moléculas rebotan sin reaccionar. Se dan muchas colisiones, pero solamente unas pocas conducen realmente a la formación del producto.

El concepto de energía de activación es análogo a escalar una colina. Para llegar a un destino situado al otro lado, debe emplearse energía en llegar a la cumbre de la colina. Una vez en la cumbre, puede bajarse con facilidad al otro lado. La energía necesaria para llegar desde el punto inicial a lo alto de la colina sería la energía de activación.

WEB TUTORIAL
Activation Energy and Transition State

Tres condiciones necesarias para que ocurra una reacción

1. **Colisión** Los reactivos deben chocar.
2. **Orientación** Los reactivos deben alinearse adecuadamente para que los enlaces se rompan y se formen.
3. **Energía** El choque debe proporcionar la energía de activación.



Reacciones exotérmicas

El *calor de reacción* es la diferencia de energía entre los reactivos y los productos. En las **reacciones exotérmicas**, la energía de los productos es menor que la de los reactivos y se desprende calor. Por ejemplo, la combustión del metano (CH_4) es una reacción exotérmica. Se libera calor (213 kcal por mol de CH_4 quemado) junto con los productos CO_2 y H_2O.

$$\underset{\text{Metano}}{CH_4(g)} + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g) + \underset{\text{Calor liberado}}{213\ \text{kcal}}$$

Reacciones endotérmicas

En las **reacciones endotérmicas**, la energía de los productos es mayor que la energía de los reactivos, y debe absorberse energía para que se formen los productos. Por ejemplo, la for-

Química y salud

Bolsas calientes y bolsas frías

En un hospital, en un puesto de primeros auxilios o en un acontecimiento deportivo, puede ser necesario el uso de una *bolsa fría* para reducir la hinchazón en una lesión, eliminar calor en una inflamación o disminuir el tamaño de los capilares para reducir el riesgo de hemorragias. Dentro del recipiente de plástico de una bolsa fría hay dos compartimentos: uno de ellos contiene nitrato amónico sólido (NH_4NO_3) y el otro, agua. La bolsa se activa cuando se golpea o retuerce con la suficiente fuerza como para romper las paredes que separan ambos compartimentos y conseguir que se mezclen el nitrato amónico y el agua (simbolizado por el H_2O encima de la flecha de la reacción). En un proceso endotérmico, un mol de NH_4NO_3 que se disuelve, absorbe 6,3 kcal de calor del agua. La temperatura desciende, la bolsa se enfría y queda lista para su uso:

Reacción endotérmica en una bolsa fría

$$6{,}3 \text{ kcal} + NH_4NO_3(s) \xrightarrow{H_2O} NH_4NO_3(aq)$$

Las bolsas calientes se emplean para relajar músculos, disminuir el dolor y los calambres y aumentar la circulación incrementando el diámetro de los capilares. Están construidas de la misma manera que las bolsas frías, pero una bolsa caliente contiene $CaCl_2$. La disolución de esta sal en el agua es un proceso exotérmico y libera 18 kcal por mol de sal. La temperatura aumenta, y la bolsa se calienta y está lista para su uso.

Reacción exotérmica en una bolsa caliente

$$CaCl_2(s) \xrightarrow{H_2O} CaCl_2(aq) + 18 \text{ kcal}$$

EJERCICIO RESUELTO 5.14

Reacciones exotérmicas y endotérmicas

En la reacción de un mol de carbono sólido con oxígeno gas, la energía del producto dióxido de carbono es 94 kcal menor que la energía de los reactivos.

a. La reacción ¿es exotérmica o endotérmica?
b. Escribir la reacción ajustada para la reacción, incluyendo el calor de la reacción.

SOLUCIÓN

a. Cuando los productos tienen menor energía que los reactivos, la reacción es exotérmica.
b. $C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 94 \text{ kcal}$

¡AHORA TÚ!

Cuando reaccionan dos moles de etanol líquido (C_2H_5OH) con oxígeno gaseoso (O_2), los productos son dióxido de carbono, agua y 326 kcal de calor. Escribe la ecuación ajustada incluyendo el calor de la reacción.

mación de yoduro de hidrógeno es una reacción endotérmica: en el cambio total de energía, se absorbe calor cuando reaccionan el hidrógeno y el yodo.

$$H_2(g) + I_2(g) + \underbrace{12 \text{ kcal de calor}}_{\text{Calor absorbido}} \longrightarrow 2HI(g)$$

Reacción	Cambio de energía	Calor en la ecuación
Exotérmica	Calor liberado	En el lado de los productos
Endotérmica	Calor absorbido	En el lado de los reactivos

Velocidad de reacción

La *velocidad de reacción* se mide por la cantidad de reactivo usado o de producto formado en un cierto periodo de tiempo. Las reacciones con energía de activación baja son más rápidas que las de activación alta. La velocidad de una reacción puede verse afectada por cambios en la temperatura, las cantidades de reactivos en el recipiente y por la adición de un catalizador.

Temperatura

A temperaturas elevadas, el aumento de la energía cinética de los reactivos hace que estos se muevan más rápido y choquen más a menudo, lo que proporciona más colisiones con la energía de activación requerida. Las reacciones casi siempre transcurren más rápido a mayor temperatura. Por cada 10 °C de aumento de la temperatura, la mayoría de las velocidades de reacción se duplican. Cuando se quiere cocinar algo rápidamente, se aumenta la temperatura. Cuando la temperatura del cuerpo aumenta, hay un aumento de las pulsaciones, de la velocidad de respiración y del metabolismo. Por otra parte, se ralentiza una reacción disminuyendo la temperatura. En algunas cirugías cardiacas, la temperatura del cuerpo se baja hasta 28 °C, de forma que pueda pararse el corazón y se requiera menos oxígeno en el cerebro. Esta es también la razón por la que algunas personas han sobrevivido después de permanecer sumergidas en lagos helados durante largos periodos de tiempo. En las casas se refrigeran los alimentos perecederos para conseguir que duren más tiempo.

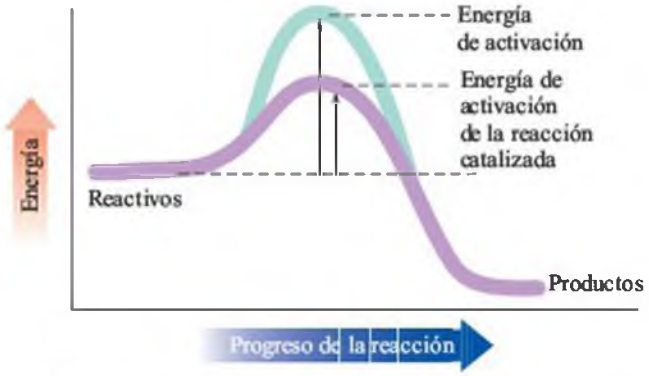
Concentración de los reactivos

La velocidad de una reacción también aumenta cuando se añaden reactivos; en ese caso se dan más colisiones entre los reactivos y la reacción va más rápida. Por ejemplo, un paciente con dificultades respiratorias puede recibir una mezcla respirable con un contenido en oxígeno mayor que el de la atmósfera: el aumento del número de moléculas de oxígeno en los pulmones aumenta la velocidad a la que el oxígeno se combina con la hemoglobina. El aumento de la velocidad de oxigenación de la sangre significa que el paciente puede respirar con mayor facilidad.

$$\underset{\text{Hemoglobina}}{Hb} + \underset{\text{Oxígeno}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{Oxihemoglobina}}{HbO_2}$$

Catalizadores

Otra forma de aumentar la velocidad de una reacción es disminuir la energía de activación. Esto puede hacerse añadiendo un **catalizador.** Anteriormente hemos hablado sobre la energía necesaria para subir una colina. Si en lugar de subirla, se dispone de un túnel que la atraviesa, no se necesita tanta energía para llegar al otro lado. Un catalizador actúa proporcionando un camino alternativo con un menor requerimiento energético. Como resultado, un mayor número de choques forman los productos de forma satisfactoria. Los catalizadores tienen múltiples usos en la industria: en la fabricación de margarina, la reacción del hidrógeno con los aceites vegetales es normalmente muy lenta; sin embargo, cuando se aplica platino finamente dividido como catalizador, la reacción transcurre rápidamente. En el cuerpo humano, los biocatalizadores denominados enzimas intervienen en la mayoría de las reacciones, propiciando que transcurran a las velocidades adecuadas para la actividad celular.



En la tabla 5.8 se recoge un resumen de los factores que afectan a la velocidad de reacción.

TABLA 5.8 Factores que aumentan la velocidad de reacción

Factor	Motivo
Más reactivos	Mayor número de colisiones
Temperatura más elevada	Mayor número de colisiones con la energía de activación
Adición de un catalizador	Disminución de la energía de activación

EJERCICIO RESUELTO 5.15

Factores que afectan a la velocidad de reacción

Indica cuál de los siguientes cambios aumentará, disminuirá o no afectará la velocidad de una reacción:

a. aumento de la temperatura
b. disminución de la cantidad de reactivos
c. adición de un catalizador

SOLUCIÓN

a. aumenta
b. disminuye
c. aumenta

¡AHORA TÚ!

¿Cómo afecta a la velocidad de una reacción la disminución de la temperatura?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Energía de las reacciones químicas

5.61 **a.** ¿Por qué las reacciones químicas necesitan energía de activación?
b. ¿Cuál es la función de un catalizador?
c. En una reacción exotérmica, la energía de los productos ¿es mayor o menor que la de los reactivos?
d. Dibuja un diagrama de energía para una reacción exotérmica.

5.62 **a.** ¿Qué se mide como calor de una reacción?
b. ¿Cómo difieren el calor de reacción en una reacción exotérmica y en una endotérmica?
c. En una reacción endotérmica, la energía de los productos ¿es mayor o menor que la de los reactivos?
d. Dibuja un diagrama de energía para una reacción endotérmica.

5.63 Clasifica las siguientes reacciones como exotérmicas o endotérmicas:
a. Se desprenden 125 kcal.
b. En el diagrama de energía, el nivel energético de los productos es más elevado que el de los reactivos.
c. El metabolismo de la glucosa en el cuerpo humano proporciona energía.

5.64 Clasifica las siguientes reacciones como exotérmicas o endotérmicas:
a. En el diagrama de energía, el nivel energético de los productos es más bajo que el de los reactivos.
b. La síntesis de proteínas en el cuerpo humano requiere energía.
c. Se absorben 30 kcal.

5.65 Clasifica las siguientes reacciones como exotérmicas o endotérmicas:
a. Gas ardiendo en un mechero Bunsen:

$$CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g) + 213 \text{ kcal}$$

b. Deshidratación de la cal apagada:

$$Ca(OH)_2(s) + 15{,}6 \text{ kcal} \longrightarrow CaO(s) + H_2O(g)$$

c. Formación de óxido de aluminio y hierro a partir de aluminio y óxido de hierro:

$$2Al(s) + Fe_2O_3(s) \longrightarrow Al_2O_3(s) + 2Fe + 204 \text{ kcal}$$

5.66 Clasifica las siguientes reacciones como exotérmicas o endotérmicas:
a. La combustión del propano:

$$C_3H_8(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g) + 531 \text{ kcal}$$

b. La formación de la sal de mesa:

$$2Na(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2NaCl(s) + 196 \text{ kcal}$$

c. La descomposición del pentacloruro de fósforo:

$$PCl_5(s) + 16 \text{ kcal} \longrightarrow PCl_3(s) + Cl_2(g)$$

5.67 **a.** ¿Qué se entiende como velocidad de una reacción?
b. ¿Por qué se enmohece el pan más rápidamente a temperatura ambiente que en la nevera?

5.68 **a.** ¿Cómo afecta un catalizador a la energía de activación?
b. ¿Por qué se emplea el oxígeno puro en algunos problemas respiratorios?

5.69 ¿Cómo cambiarían la velocidad de la reacción indicada a continuación cada uno de los siguientes hechos?

$$2SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2SO_3(g)$$

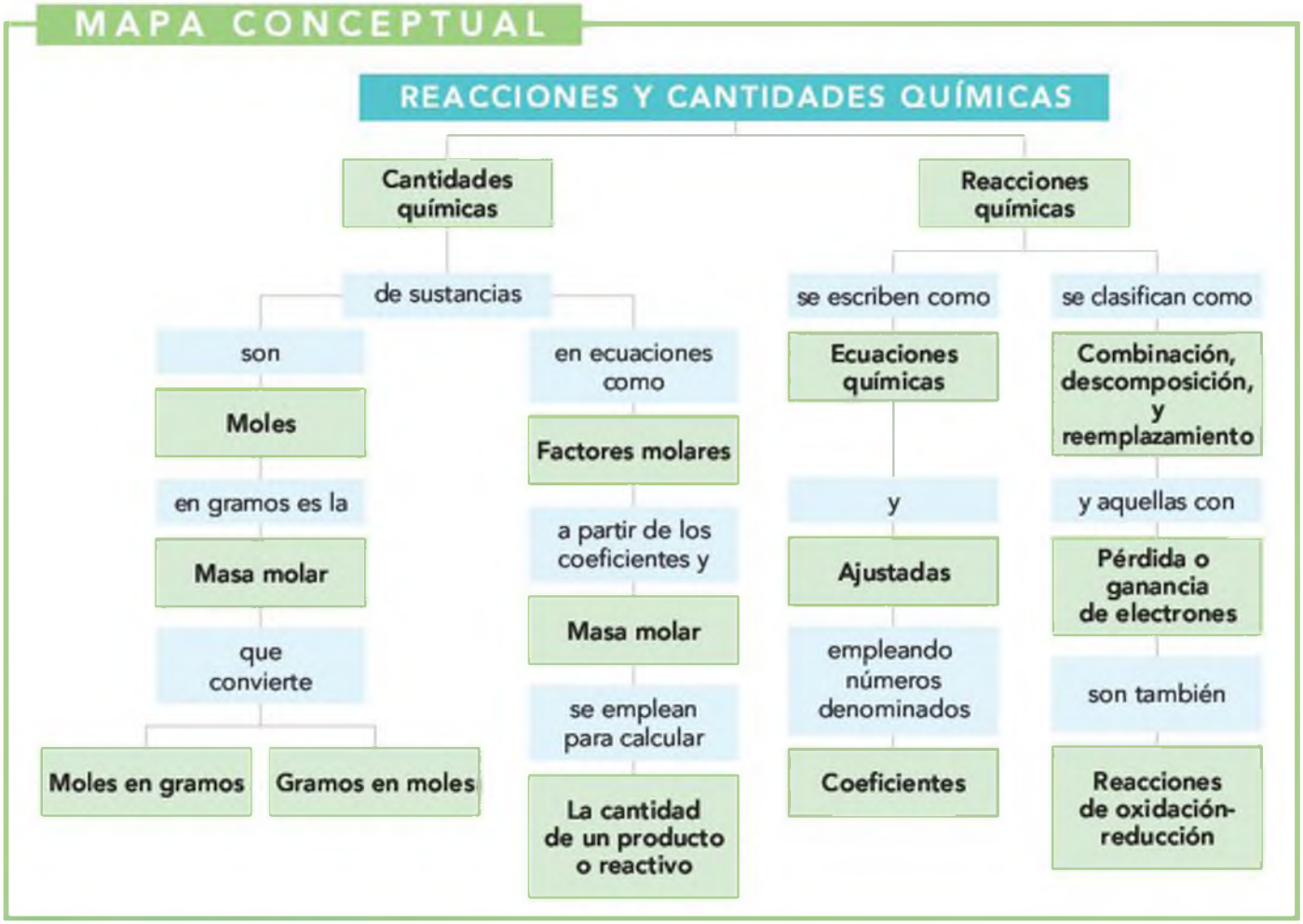
a. adición de SO_2
b. elevación de la temperatura
c. adición de un catalizador
d. eliminación de algo de SO_2

5.70 ¿Cómo cambiarían la velocidad de la reacción indicada a continuación cada uno de los siguientes hechos?

$$2NO(g) + 2H_2(g) \longrightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$$

a. adición de más NO
b. disminución de la temperatura
c. eliminación de algo de H_2
d. adición de un catalizador

MAPA CONCEPTUAL



¡DE UN VISTAZO!

5.1 El mol

El objetivo es... usar el número de Avogadro para calcular el número de partículas en un determinado número de moles.

Un mol de un elemento contiene $6{,}02 \times 10^{23}$ átomos; un mol de un compuesto contiene $6{,}02 \times 10^{23}$ moléculas o unidades fórmula.

5.2 Masa molar

El objetivo es... determinar la masa molar de una sustancia, y usar la masa molar para interconvertir gramos y moles.

La masa molar (g/mol) de cualquier sustancia es la masa en gramos numéricamente igual a su masa atómica, o a la suma de masas atómicas, que han sido multiplicadas por sus subíndices en una fórmula. Se transforma en factor de conversión cuando se emplea para convertir una cantidad de gramos en moles o un número dado de moles en gramos.

5.3 Cambios químicos

El objetivo es... identificar un cambio en una sustancia como cambio físico o químico.

Tiene lugar un cambio químico cuando los átomos de las sustancias iniciales se reorganizan para formar sustancias nuevas. Cuando se forman nuevas sustancias, ha tenido lugar una reacción química. En un cambio físico, la sustancia es la misma, pero cambian su tamaño, su forma o su estado.

5.4 Ecuaciones químicas

El objetivo es... escribir una ecuación química ajustada a partir de las fórmulas de los reactivos y los productos de una reacción.

Una ecuación química presenta las fórmulas de las sustancias que reaccionan en el lado izquierdo de la flecha de reacción y los productos que se forman en el lado derecho de la flecha de reacción. Una ecuación se ajusta escribiendo los números enteros más pequeños (coeficientes) delante de las fórmulas para igualar los átomos de cada elemento en los reactivos y los productos.

5.5 Tipos de reacciones

El objetivo es... identificar una reacción como combinación, descomposición, o reemplazamiento.

Muchas reacciones químicas se pueden clasificar por el tipo de reacción: combinación, descomposición, reemplazamiento sencillo o reemplazamiento doble.

5.6 Reacciones de oxidación-reducción

El objetivo es... definir los términos *oxidación* y *reducción*.

Cuando en una reacción se transfieren electrones, se trata de una reacción de oxidación-reducción. Un reactivo pierde electrones, y el otro gana electrones. En conjunto, el número de electrones perdidos y ganados es el mismo.

5.7 Relaciones entre moles en las ecuaciones químicas

El objetivo es... dada una cantidad en moles de reactivo o de producto, usar un factor mol-mol a partir de la ecuación ajustada para calcular los moles de otra sustancia en la reacción.

En una ecuación ajustada, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos. Los coeficientes en una ecuación describen la rela-

ción entre los moles de dos componentes cualesquiera se emplean para escribir los factores mol-mol. Cuando se conoce el número de moles de una sustancia, se emplea un factor mol-mol para calcular los moles de otra sustancia diferente en la reacción

5.8 Cálculos de masas para las reacciones

El objetivo es... dada la masa en gramos de una sustancia en una reacción, calcular la masa en gramos de otra sustancia en la reacción.

En los cálculos usando ecuaciones, las masas molares de las sustancias y sus factores molares se emplean para trasformar el número de gramos en el correspondiente número de gramos de otra sustancia.

5.9 La energía en las reacciones químicas

El objetivo es... describir las reacciones exotérmicas y endotérmicas y los factores que afectan a la velocidad de una reacción.

En una reacción, las partículas reaccionantes deben colisionar con una energía igual o mayor que la energía de activación. El calor de reacción es la diferencia de energía entre la energía inicial de los reactivos y la energía final de los productos. En las reacciones exotérmicas se libera calor. En las reacciones endotérmicas se absorbe calor. La velocidad de una reacción, que es la velocidad a la que los reactivos se convierten en productos, puede aumentarse añadiendo más reactivos, elevando la temperatura o añadiendo un catalizador.

TÉRMINOS CLAVE

Cambio físico Cambio en el que varía la apariencia física de una sustancia pero se mantiene su composición química.

Cambio químico Formación de una nueva sustancia con diferente composición y propiedades diferentes de las de la sustancia inicial.

Catalizador Sustancia que aumenta la velocidad de reacción disminuyendo la energía de activación.

Coeficientes Números enteros situados delante de las fórmulas para ajustar el número de átomos o moles de átomos de cada elemento en ambos lados de una ecuación.

Ecuación ajustada Forma final de una ecuación química que presenta el mismo número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos.

Ecuación química Forma abreviada de representar una reacción química utilizando fórmulas químicas para indicar los reactivos y productos y coeficientes para indicar sus relaciones en la reacción.

Energía de activación Energía necesaria en una colisión para romper los enlaces de las moléculas que reaccionan.

Factor mol-mol Factor de conversión que relaciona el número de moles de dos compuestos derivado de los coeficientes en una ecuación.

Masa molar Masa en gramos de 1 mol de un elemento numéricamente igual a su masa atómica. La masa molar de un compuesto es igual a la suma de las masas de sus elementos multiplicados por sus subíndices en la fórmula.

Mol Grupo de átomos, moléculas o unidades fórmula que contiene $6{,}02 \times 10^{23}$ unidades de los mismos.

Número de Avogadro Número de unidades en un mol, igual a $6{,}02 \times 10^{23}$.

Oxidación Pérdida de electrones de una sustancia. La oxidación biológica puede suponer la adición de oxígeno o la pérdida de hidrógeno.

Productos Sustancias que se forman como resultado de una reacción química.

Reacción de combinación Reacción en la que los reactivos se combinan para dar un solo producto.

Reacción de descomposición Reacción en la que un único reactivo se fragmenta en dos o más sustancias más sencillas.

Reacción de desplazamiento sencillo Reacción en la que un elemento reemplaza a otro elemento diferente en un compuesto.

Reacción de doble desplazamiento Reacción en la que se intercambian las posiciones de partes de dos reactivos diferentes.

Reacción endotérmica Reacción que requiere calor; la energía de los productos es mayor que la energía de los reactivos.

Reacción exotérmica Reacción que libera calor; la energía de los productos es menor que la energía de los reactivos.

Reacción de oxidación-reducción Reacción en la que la oxidación de un reactivo está siempre acompañada por la reducción de otro reactivo.

Reacción química Proceso por el que tiene lugar un cambio químico.

Reactivos Sustancias iniciales que sufren cambios en una reacción química.

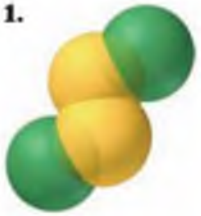
Reducción Ganancia de electrones por parte de una sustancia. La reducción biológica puede suponer la pérdida de oxígeno o la ganancia de hidrógeno.

Unidad fórmula Grupo de iones representados por la fórmula de un compuesto iónico.

COMPRENDER LOS CONCEPTOS

5.71 Empleando los siguientes modelos de moléculas (negro = C, azul claro = H, amarillo = S, verde = Cl), determina los siguientes datos:

1.



2.

a fórmula
b masa molar
c número de moles en 10,0 g

5.72 Empleando los siguientes modelos de moléculas (negro = C, azul claro = H, amarillo = S, rojo = O), determina los siguientes datos:

1.

2.

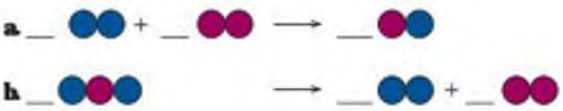
a fórmula **b** masa molar **c** número de moles en 10,0 g

5.73 El champú de la imagen contiene piritión, $C_{10}H_8N_2O_2S_2$, un agente bactericida y fungicida.

a. ¿Cuál es la masa molar del piritión?
b. ¿Cuántos moles de piritión hay en 25,0 g?
c. ¿Cuántos moles de carbono hay en 25,0 g de piritión?
d. ¿Cuántos moles de piritión contienen $8{,}2 \times 10^{24}$ átomos de nitrógeno?

5.74 El ibuprofeno es un antiinflamatorio de fórmula $C_{13}H_{18}O_2$.
a. ¿Cuál es la masa molar del ibuprofeno?
b. ¿Cuántos gramos de ibuprofeno hay en 0,525 moles?
c. ¿Cuántos moles de carbono hay en 12,0 g de ibuprofeno?
d. ¿Cuántos moles de ibuprofeno contienen $1{,}22 \times 10^{23}$ átomos de carbono?

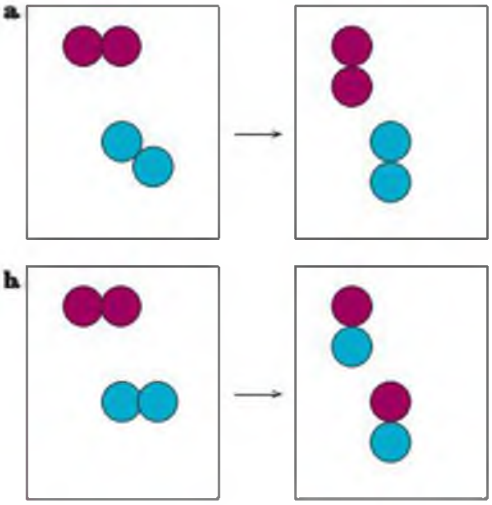
5.75 Ajusta cada una de las siguientes reacciones añadiendo los coeficientes e identificando el tipo de reacción en cada caso.



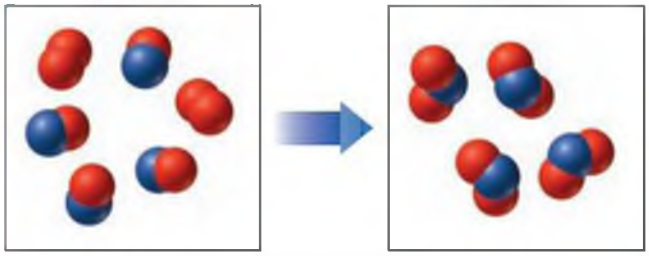
5.76 Ajusta cada una de las siguientes reacciones añadiendo los coeficientes e identificando el tipo de reacción en cada caso.

5.77 Identifica algunos de los cambios físicos y químicos de una vela de cera encendida.

5.78 En cada uno de los casos siguientes, identifica si el cambio es físico o químico:

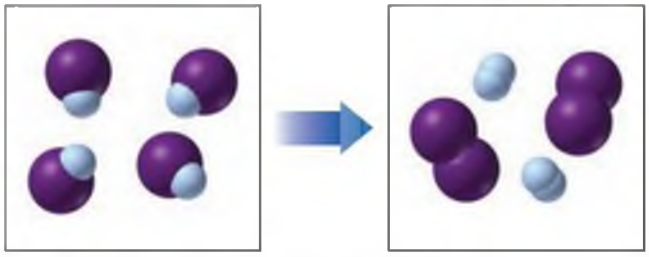


5.79 Si las esferas rojas representan átomos de oxígeno y las esferas azules representan átomos de nitrógeno:



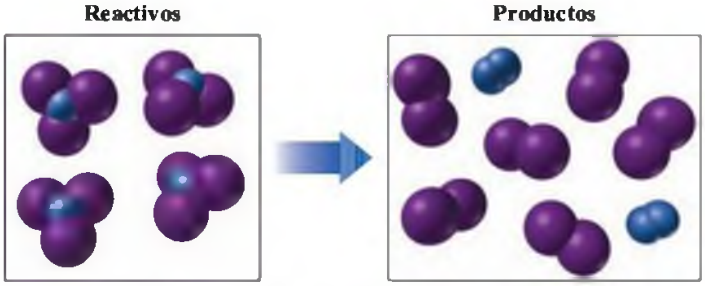
a. Escribe una ecuación ajustada para la reacción.
b. Indica el tipo de reacción como descomposición, combinación, desplazamiento sencillo o doble desplazamiento.

5.80 Si las esferas púrpura representan átomos de yodo y las esferas azul claro representan átomos de hidrógeno:



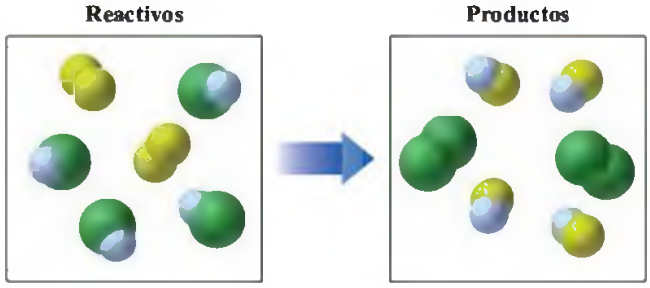
a. Escribe una ecuación ajustada para la reacción.
b. Indica el tipo de reacción como descomposición, combinación, desplazamiento sencillo o doble desplazamiento.

5.81 Si las esferas azules representan átomos de nitrógeno y las esferas púrpura representan átomos de yodo:



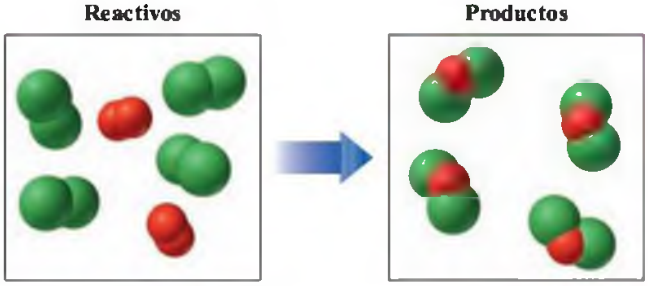
a. Escribe una ecuación ajustada para la reacción.
b. Indica el tipo de reacción como descomposición, combinación, desplazamiento sencillo o doble desplazamiento.

5.82 Si las esferas verdes representan átomos de cloro, las esferas amarillo verdoso representan átomos de flúor y las esferas azul claro representan átomos de hidrógeno:



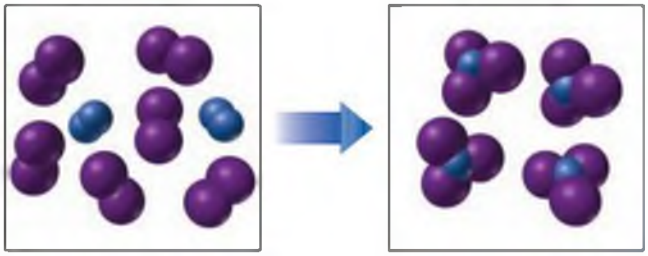
a. Escribe una ecuación ajustada para la reacción.
b. Indica el tipo de reacción como descomposición, combinación, desplazamiento sencillo o doble desplazamiento.

5.83 Si las esferas verdes representan átomos de cloro y las esferas rojas representan átomos de oxígeno:



a. Escribe una ecuación ajustada para la reacción.
b. Indica el tipo de reacción como descomposición, combinación, desplazamiento sencillo o doble desplazamiento.

5.84 Si las esferas azules representan átomos de nitrógeno y las esferas púrpura representan átomos de yodo:



a. Escribe una ecuación ajustada para la reacción.
b. Indica el tipo de reacción como descomposición, combinación, desplazamiento sencillo o doble desplazamiento.

5.85 El gas propano, C_3H_8 se emplea como combustible en muchas barbacoas.
a. ¿Cuántos gramos de gas propano hay en 1,50 moles de propano?
b. ¿Cuántos moles de gas propano hay en 34,0 g de propano
c. ¿Cuántos gramos de carbono hay en 34,0 g de propano?

5.86 El sulfuro de alilo, $(C_3H_5)_2S$, es la sustancia que proporciona al ajo su olor característico.
a. ¿Cuántos moles de sulfuro de alilo hay en 23,2 g?
b. ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 0,85 moles de sulfuro de alilo?
c. ¿Cuántos átomos de carbono hay en $4,20 \times 10^{23}$ moléculas de sulfuro de alilo?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS ADICIONALES

5.87 Calcula la masa molar de cada uno de los siguientes compuestos:
a. $FeSO_4$, sulfato ferroso, suplemento de hierro
b. $Ca(IO_3)_2$, yodato cálcico, fuente de yodo en la sal de mesa
c. $C_5H_8NO_4$, Na glutamato monosódico, potenciador del sabor
d. $C_6H_{12}O_2$, formiato de isoamilo, empleado en la fabricación de siropes de fruta artificiales

5.88 Calcula la masa molar de cada uno de los siguientes compuestos
a. $Mg(HCO_3)_2$, hidrógeno carbonato de magnesio
b. $Au(OH)_3$, hidróxido de oro(III), usado en los recubrimientos con oro
c. $C_{18}H_{34}O_2$, ácido oleico del aceite de oliva
d. $C_{21}H_{26}O_5$, prednisona, antiinflamatorio

5.89 ¿Cuántos gramos hay en 0,150 moles de cada una de las siguientes sustancias?
a. K **b.** Cl_2 **c.** Na_2CO_3

5.90 ¿Cuántos gramos hay en 2,25 moles de cada una de las siguientes sustancias?
a. N_2 **b.** NaBr **c.** C_6H_{14}

5.91 ¿Cuántos moles hay en 25,0 g de cada uno de los siguientes compuestos?
a. CO_2 **b.** $Al(OH)_3$ **a.** $MgCl_2$

5.92 ¿Cuántos moles hay en 4,00 g de cada uno de los siguientes compuestos?
a. NH_3 **b.** $Ca(NO_3)_2$ **c.** SO_3

5.93 Cuando se realizan ejercicios gimnásticos o deportes con intensidad, el ácido láctico, $C_3H_6O_3$, se acumula en los músculos, donde ocasiona el dolor conocido como agujetas.
a. ¿Cuántas moléculas hay en 0,500 moles de ácido láctico?
b. ¿Cuántos átomos de carbono hay en 1,50 moles de ácido láctico?
c. ¿Cuántos moles de ácido láctico contienen $4,5 \times 10^{24}$ átomos de O?
d. ¿Cuál es la masa molar del ácido láctico?

5.94 El sulfato amónico, $(NH_4)_2SO_4$, se emplea en fertilizantes para suministrar nitrógeno al suelo.
a. ¿Cuántas unidades fórmula hay en 0,200 moles de sulfato amónico?
b. ¿Cuántos átomos de H hay en 0,100 moles de sulfato amónico?
c. ¿Cuántos moles de sulfato amónico contienen $7,4 \times 10^{25}$ átomos de N?
d. ¿Cuál es la masa molar del sulfato amónico?

5.95 Ajusta cada una de las siguientes ecuaciones e identifica el tipo de reacción.
a. $NH_3(g) + HCl(g) \longrightarrow NH_4Cl(s)$
b. $Fe_3O_4(s) + H_2(g) \longrightarrow Fe(s) + H_2O(g)$
c. $Sb(s) + Cl_2(g) \longrightarrow SbCl_3(s)$
d. $NI_3(s) \longrightarrow N_2(g) + I_2(g)$
e. $KBr(aq) + Cl_2(aq) \longrightarrow KCl(aq) + Br_2(l)$
f. $Fe(s) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3(aq) + H_2(g)$
g. $Al_2(SO_4)_3(aq) + NaOH(aq) \longrightarrow Na_2SO_4(aq) + Al(OH)_3(s)$

5.96 Ajusta cada una de las siguientes ecuaciones e identifica el tipo de reacción.
a. $Li_3N(s) \longrightarrow Li(s) + N_2(g)$
b. $Mg(s) + N_2(g) \longrightarrow Mg_3N_2(s)$
c. $Al(s) + HCl(aq) \longrightarrow AlCl_3(aq) + H_2(g)$
d. $Mg(s) + H_3PO_4(aq) \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2(s) + H_2(g)$
e. $Cr_2O_3(s) + H_2(g) \longrightarrow Cr(s) + H_2O(g)$
f. $Al(s) + Cl_2(g) \longrightarrow AlCl_3(s)$
g. $MgCl_2(aq) + AgNO_3(aq) \longrightarrow Mg(NO_3)_2(aq) + AgCl(s)$

5.97 Identifica cada una de las siguientes reacciones como de oxidación o reducción

a. $Zn^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Zn$ **b.** $Al \longrightarrow Al^{3+} + 3\,e^-$

c. $Pb \longrightarrow Pb^{2+} + 2\,e^-$ **d.** $Cl_2 + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Cl^-$

5.98 Escribe una ecuación química ajustada para cada una de las siguientes reacciones de oxidación-reducción:

a. El azufre reacciona con cloro molecular para formar dicloruro de azufre.

b. El cloro molecular y el bromuro sódico reaccionan para formar bromo molecular y cloruro sódico.

c. El aluminio metal y el óxido de hierro(III) reaccionan para formar óxido de aluminio y hierro elemental.

d. El óxido de cobre(II) reacciona con carbono para formar cobre elemental y dióxido de carbono.

5.99 En una bodega, la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) de las uvas fermenta para producir etanol (C_2H_6O) y dióxido de carbono.

$$\underset{\text{Glucosa}}{C_6H_{12}O_6} \longrightarrow \underset{\text{Etanol}}{2C_2H_6O} + 2CO_2$$

a. ¿Cuántos moles de glucosa se necesitan para formar 124 g de etanol?

b. ¿Cuántos gramos de etanol podrían formarse a partir de la reacción de 0,240 kg de glucosa?

5.100 El gasohol es un combustible que contiene etanol (C_2H_6O) que arde en oxígeno (O_2) para dar dióxido de carbono y agua

a. Escribe los reactivos y productos de esta reacción en forma de ecuación ajustada.

b. ¿Cuántos moles de O_2 se necesitan para que reaccionen completamente con 4,0 moles de C_2H_6O?

c. Si un coche produce 88 g de CO_2, ¿cuántos gramos de O_2 se han empleado en la reacción?

d. Si se añaden 125 g de C_2H_6O al combustible, ¿cuántos gramos de CO_2 y H_2O podrían formarse?

5.101 Ajusta la siguiente ecuación:

$$NH_3(g) + F_2(g) \longrightarrow N_2F_4(g) + HF(g)$$

a. ¿Cuántos moles de cada reactivo se necesitan para formar 4,00 moles de HF?

b. ¿Cuántos gramos de F_2 se necesitan para reaccionar con 1,50 moles de NH_3?

c. ¿Cuántos gramos de N_2F_4 pueden formarse cuando reaccionan 3,40 g de NH_3?

5.102 Cuando el dióxido de nitrógeno (NO_2) del tubo de escape de un coche se combina con agua en el aire, se forma ácido nítrico (HNO_3), que origina la lluvia ácida y óxido de nitrógeno.

$$3NO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow 2HNO_3(aq) + NO(g)$$

a. ¿Cuántas moléculas de NO_2 son necesarias para reaccionar con 0,250 moles de H_2O?

b. ¿Cuántos gramos de HNO_3 se forman cuando reaccionan completamente 60,0 g de NO_2?

5.103 El gas pentano, C_5H_{12}, reacciona con oxígeno para formar dióxido de carbono y agua.

$$C_5H_{12}(g) + 8O_2(g) \longrightarrow 5CO_2(g) + 6H_2O(g)$$

a. ¿Cuántos gramos de pentano deben reaccionar para formar 4,0 moles de agua?

b. ¿Cuántos gramos de CO_2 se forman a partir de 32,0 g de oxígeno?

5.104 El gas propano, C_3H_8, reacciona con oxígeno para formar dióxido de carbono y agua. El propano tiene una densidad de 2,02 g/l a temperatura ambiente.

$$\underset{\text{Propano}}{C_3H_8(g)} + 5O_2(g) \longrightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g)$$

a. ¿Cuántos moles de agua se forman cuando reaccionan completamente 5,00 l de gas propano (C_3H_8)?

b. ¿Cuántos gramos de CO_2 se forman a partir de 18,5 g de oxígeno gas?

c. ¿Cuántos gramos de H_2O pueden formarse a partir de la reacción de $8{,}50 \times 10^{22}$ moléculas de gas propano, C_3H_8?

5.105 La ecuación para la formación de tetracloruro de silicio a partir de silicio y cloro es:

$$Si(s) + 2Cl_2(g) \longrightarrow SiCl_4(g) + 157\ \text{kcal}$$

a. La formación de $SiCl_4$ ¿es una reacción endotérmica o exotérmica?

b. La energía de los productos ¿es mayor o menor que la energía de los reactivos?

5.106 La ecuación para la formación del monóxido de nitrógeno es:

$$N_2(g) + O_2(g) + 90{,}2\ \text{kJ} \longrightarrow 2NO(g)$$

a. La formación de NO, ¿es una reacción endotérmica o exotérmica?

b. La energía de los productos, ¿es mayor o menor que la energía de los reactivos?

¡ACEPTA EL RETO!

5.107 Una barra de oro tiene 2,31 cm de longitud, 1,48 cm de anchura y 0,0758 cm de espesor.

a. Si el oro tiene una densidad de 19,3 g/ml, ¿cuál es la masa de la barra de oro?

b. ¿Cuántos átomos de oro hay en la barra?

c. Cuando la misma masa de oro se combina con oxígeno, el óxido producido tiene una masa de 5,61 g. ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno se han combinado con el oro?

d. ¿Cuál es la fórmula del óxido formado?

5.108 Una pasta de dientes contiene 0,24% en masa de fluoruro sódico empleado para prevenir las caries y 0,30% en masa de triclosano $C_{12}H_7Cl_3O_2$, como conservante y agente antigingivitis. Un tubo contiene 119 g de pasta de dientes.

a. ¿Cuántos moles de NaF hay en el tubo de pasta de dientes?

b. ¿Cuántos iones de fluoruro F^- hay en el tubo de pasta de dientes?

c. ¿Cuántos gramos de iones sodio Na^+ hay en 1,50 g de pasta de dientes?

d. ¿Cuántas moléculas de triclosano hay en el tubo de pasta de dientes?

5.109 Escribe una ecuación ajustada para cada una de las siguientes descripciones de una reacción e identifica el tipo de reacción:

a. Una disolución acuosa de nitrato de plomo(II) se mezcla con fosfato sódico acuoso para formar fosfato de plomo(II) sólido y nitrato sódico acuoso.

b. El galio metálico calentado en oxígeno gaseoso forma óxido de galio(III) sólido.

c. Cuando se calienta el nitrato sódico sólido se forman nitrito sódico sólido y oxígeno gaseoso.

d. El óxido de bismuto(III) sólido y el carbono sólido reaccionan para formar bismuto metálico y monóxido de carbono gaseoso.

5.110 El acetileno, un hidrocarburo gaseoso de fórmula C_2H_2, se emplea en los sopletes para soldar y libera una gran cantidad de calor cuando arde de acuerdo a la siguiente ecuación:

$$2C_2H_2(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 4CO_2 + 2H_2O(g)$$

a. ¿Cuántos moles de agua se forman a partir de la reacción completa de 64,0 g de oxígeno?
b. ¿Cuántos moles de oxígeno se necesitan para reaccionar completamente con $2,25 \times 10^{24}$ moléculas de acetileno?
c. ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se forman a partir de la reacción completa de 78,0 g de acetileno?

5.111 Observa la siguiente reacción *no ajustada*:

$$Al(s) + O_2(g) \longrightarrow Al_2O_3(s)$$

a. Ajusta la ecuación.
b. Identifica el tipo de reacción.
c. ¿Cuántos moles de oxígeno deben reaccionar con 4,50 moles de aluminio?
d. ¿Cuántos gramos de óxido de aluminio se forman cuando reaccionan 50,2 g de aluminio?
e. Cuando el aluminio reacciona en un recipiente cerrado con 8,00 g de oxígeno, ¿cuántos gramos de óxido de aluminio se pueden formar?

5.112 El metanol (CH_3OH), que se usa como combustible para guisar, arde con oxígeno gaseoso (O_2) para formar dióxido de carbono y agua. La reacción produce 363 kJ de calor por mol de metanol.
a. Escribe la ecuación ajustada para la reacción incluyendo el calor de la reacción.
b. ¿La reacción es endotérmica o exotérmica?
c. ¿Cuántos moles de oxígeno deben reaccionar con 25,0 g de metanol?
d. ¿Cuántas calorías se liberan cuando arden 75,0 g de metanol?

RESPUESTAS

Respuestas de *¡Ahora tú!*

5.1 0,432 moles de H_2O
5.2 0,120 moles de aspirina
5.3 138,1 g de ácido salicílico
5.4 24,4 g de oro
5.5 0,00621 moles de $CaCO_3$; 0,00550 moles de $MgCO_3$
5.6 La producción de calor, luz, humo, y ceniza son evidencias de una reacción química.
5.7 $Sb_2S_3(s) + 6\,HCl(aq) \longrightarrow 2SbCl_3(s) + 3H_2S(g)$
5.8 $2NO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO_2(g)$ Reacción de combinación
5.9 El litio se oxida: $2Li \longrightarrow 2Li^+ + 2e^-$
El flúor se reduce: $F_2 + 2e^- \longrightarrow 2F^-$
5.10 1,8 moles de Fe
5.11 0,945 moles de O_2
5.12 44,0 g de NO
5.13 27,5 g de CO_2
5.14 $C_2H_5OH(l) + 3O_2(g) \longrightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(g) + 163$ kcal
5.15 La velocidad de la reacción disminuirá, ya que el número de colisiones entre las partículas reaccionantes será menor, y un número menor de las colisiones que se den tendrán suficiente energía de activación.

Respuestas de los *Ejercicios y problemas seleccionados*

5.1 Un mol contiene $6,02 \times 10^{23}$ átomos de un elemento, moléculas de una sustancia covalente, o unidades fórmula de una sustancia iónica.

5.3 **a.** $3,01 \times 10^{23}$ átomos de C
b. $7,71 \times 10^{23}$ moléculas de SO_2
c. 0,0867 moles de Fe
d. 14,1 moles de C_2H_5OH

5.5 **a.** 6,00 moles de H
b. 8,00 moles de O
c. $1,20 \times 10^{24}$ átomos de P
d. $4,82 \times 10^{24}$ átomos de O

5.7 **a.** 24 moles de H
b. $1,0 \times 10^2$ moles de C
c. 0,040 moles de N

5.9 **a.** 58,5 g **b.** 159,8 g **c.** 73,8 g
d. 342,3 **e.** 58,3 g **f.** 365,1 g

5.11 **a.** 46,0 g **b.** 112 g
c. 14,8 g **d.** 112 g

5.13 **a.** 29,3 g **b.** 109 g
c. 4,05 g **d.** 194 g

5.15 **a.** 602 g **b.** 11 g

5.17 **a.** 0,463 moles **b.** 0,0167 moles
c. 0,882 moles **d.** 1,17 moles

5.19 **a.** 1,24 moles de Ne **b.** 0,781 moles de O_2
c. 0,321 moles de $Al(OH)_3$ **d.** 0,106 moles de Ga_2S_3

5.21 **a.** 0,78 moles de S **b.** 1,95 moles de S
c. 6,0 moles de S

5.23 **a.** físico **b.** químico **c.** físico
d. químico **e.** físico **f.** químico

5.25 **a.** no ajustada **b.** ajustada
c. no ajustada **d.** ajustada

5.27 **a.** $N_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO(g)$
b. $2HgO(s) \longrightarrow 2Hg(l) + O_2(g)$
c. $4Fe(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Fe_2O_3(s)$
d. $2Na(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2NaCl(s)$

5.29 **a.** $Mg(s) + 2AgNO_3(aq) \longrightarrow MgNO_3(aq) + 2Ag(s)$
b. $2Al(s) + 3CuSO_4(aq) \longrightarrow 3Cu(s) + Al_2(SO_4)_3(aq)$
c. $Pb(NO_3)_2(aq) + 2NaCl(aq) \longrightarrow PbCl_2(s) + 2NaNO_3(aq)$
d. $2Al(s) + 6HCl(aq) \longrightarrow 2AlCl_3(aq) + 3H_2(g)$

5.31 **a.** Un reactivo sencillo se rompe en dos sustancias más sencillas (elementos).
b. Un elemento del compuesto que reacciona es reemplazado por el otro reactivo.

5.33 **a.** combinación **b.** desplazamiento sencillo
c. descomposición **d.** doble desplazamiento
e. descomposición **f.** doble desplazamiento
g. combinación

5.35 **a.** $Mg(s) + Cl_2(g) \longrightarrow MgCl_2(s)$
b. $2HBr(g) \longrightarrow H_2(g) + Br_2(g)$
c. $Mg(s) + Zn(NO_3)_2(aq) \longrightarrow Zn(s) + Mg(NO_3)_2(aq)$
d. $K_2S(aq) + Pb(NO_3)_2(aq) \longrightarrow 2KNO_3(aq) + PbS(s)$

5.37 **a.** reducción **b.** oxidación
c. reducción **d.** reducción

5.39 **a.** El Zn se oxida, el Cl_2 se reduce
b. El Br^- del NaBr se oxida, el Cl_2 se reduce
c. El O^{2-} del PbO se oxida, el Pb^{2+} se reduce
d. El Sn^{2+} se oxida, el Fe^{3+} se reduce

5.41 **a.** reducción **b.** oxidación

5.43 El ácido linoleico gana átomos de hidrógeno y se reduce

5.45 **a.** **(1)** Dos moléculas de dióxido de azufre reaccionan con una molécula de oxígeno para formar dos moléculas de trióxido de azufre.
(2) Dos moles de dióxido de azufre reaccionan con un mol de oxígeno para formar dos moles de trióxido de azufre.
b. **(1)** Cuatro átomos de fósforo reaccionan con cinco moléculas de oxígeno para formar dos moléculas de pentóxido de difósforo.
(2) Cuatro moles de fósforo reaccionan con cinco moles de oxígeno para formar dos moles de pentóxido de difósforo.

5.47 **a.** $\frac{2 \text{ moles } SO_2}{1 \text{ mol } O_2}$ y $\frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ moles } SO_2}$

$\frac{2 \text{ moles } SO_2}{2 \text{ moles } SO_3}$ y $\frac{2 \text{ moles } SO_3}{2 \text{ moles } SO_2}$

$\frac{2 \text{ moles } SO_3}{1 \text{ mol } O_2}$ y $\frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ moles } SO_3}$

b. $\frac{4 \text{ moles } P}{5 \text{ moles } O_2}$ y $\frac{5 \text{ moles } O_2}{4 \text{ moles } P}$

$\frac{4 \text{ moles } P}{2 \text{ moles } P_2O_5}$ y $\frac{2 \text{ moles } P_2O_5}{4 \text{ moles } P}$

$\frac{5 \text{ moles } O_2}{2 \text{ moles } P_2O_5}$ y $\frac{2 \text{ moles } P_2O_5}{5 \text{ moles } O_2}$

5.49 **a.** 1,0 mol de O_2 **b.** 10 moles de H_2
c. 5,0 moles de H_2O

5.51 **a.** 1,25 moles de C **b.** 0,96 moles de CO
c. 1,0 mol de SO_2 **d.** 0,50 moles de CS_2

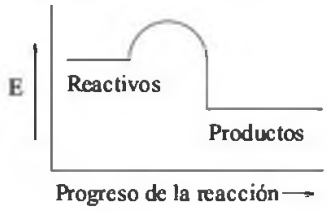
5.53 **a.** 77,5 g de Na_2O **b.** 6,26 g de O_2
c. 19,4 g de O_2

5.55 **a.** 192 g de O_2 **b.** 3,79 g de N_2
c. 54,0 g de H_2O

5.57 **a.** 3,65 g de H_2O **b.** 3,43 g de NO
c. 7,53 g de HNO_3

5.59 **a.** $2PbS(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2PbO(s) + 2SO_2(g)$
b. 6,00 g de O_2 **c.** 17,4 g de SO_2 **d.** 137 g de PbS

5.61 **a.** La energía de activación es la energía necesaria para romper los enlaces de las moléculas que reaccionan
b. Un catalizador proporciona una ruta que disminuye la energía de activación y acelera la reacción.
c. En las reacciones exotérmicas, la energía de los productos es menor que la de los reactivos.



5.63 **a.** exotérmica **b.** endotérmica **c.** exotérmica

5.65 **a.** exotérmica **b.** endotérmica **c.** exotérmica

5.67 **a.** La velocidad de una reacción indica lo rápido que se forman los productos o lo rápido que se consumen los reactivos.
b. Las reacciones son más rápidas a temperaturas elevadas.

5.69 **a.** aumenta **b.** aumenta
c. aumenta **d.** disminuye

5.71 **1.** **a.** S_2Cl_2 **b.** 135,2 g/mol **c.** 0,0740 moles
2. **a.** C_6H_6 **b.** 78,0 g/mol **c.** 0,0128 moles

5.73 **a.** 252,2 g/mol **b.** 0,0991 moles de piritión
c. 0,991 moles de C **d.** 6,8 moles de piritión

5.75 **a.** 1, 1, 2 combinación **b.** 2, 2, 1 descomposición

5.77 Físicos: la cera de la vela sólida funde (cambio de estado), la longitud de la vela es más corta, la cera derretida se vuelve sólida (cambio de estado), la forma de la cera cambia, la mecha se hace más corta, etc.

Químicos: la cera arde en oxígeno, se emiten luz y calor, y la mecha arde en presencia de oxígeno.

5.79 **a.** $2NO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO_2(g)$
b. combinación

5.81 **a.** $2NI_3(s) \longrightarrow N_2(g) + 3I_2(g)$
b. descomposición

5.83 **a.** $2Cl_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2OCl_2(g)$
b. combinación

5.85 **a.** 66,0 g de propano **b.** 0,773 moles de propano
c. 27,8 g de carbono

5.87 **a.** 152,0 g **b.** 389,9 g
c. 169,0 g **d.** 116,0 g

5.89 **a.** 5,87 g **b.** 10,7 g **c.** 15,9 g

5.91 **a.** 0,568 moles **b.** 0,321 moles **c.** 0,262 moles

5.93 **a.** $3,01 \times 10^{23}$ moléculas **b.** $2,71 \times 10^{24}$ átomos
c. 2,5 moles de ácido láctico **d.** 90,0 g

5.95 **a.** $NH_3(g) + HCl(g) \longrightarrow NH_4Cl(s)$ combinación
b. $Fe_3O_4(s) + 4H_2(g) \longrightarrow 3Fe(s) + 4H_2O(g)$ desplazamiento sencillo
c. $2Sb(s) + 3Cl_2(g) \longrightarrow 2SbCl_3(s)$ combinación
d. $2NI_3(s) \longrightarrow N_2(g) + 3I_2(g)$ descomposición
e. $2KBr(aq) + Cl_2(aq) \longrightarrow 2KCl(aq) + Br_2(l)$ desplazamiento sencillo
f. $2Fe(s) + 3H_2SO_4(aq) \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3(aq) + 3H_2(g)$ desplazamiento sencillo
g. $Al_2(SO_4)_3(aq) + 6NaOH(aq) \longrightarrow 3Na_2SO_4(aq) + 2Al(OH)_3(s)$ doble desplazamiento

5.97 **a.** reducción **b.** oxidación
c. oxidación **d.** reducción

5.99 **a.** 1,35 moles de glucosa **b.** 123 g de etanol

5.101 $2NH_3 + 5F_2 \longrightarrow N_2F_4 + 6HF$
a. 1,33 moles de NH_3 y 3,33 moles de F_2
b. 143 g de F_2 c. 10,4 g de N_2F_4

5.103 **a.** 48 g de pentano
b. 27,5 g de CO_2

5.105 **a.** exotérmica **b.** menor

5.107 **a.** 5,0 g de oro **b.** $1,52 \times 10^{22}$ átomos de Au
c. 0,038 moles **d.** Au_2O_3

5.109 **a.** $3Pb(NO_3)_2(aq) + 2Na_3PO_4(aq) \longrightarrow Pb_3(PO_4)_2(s) + 6NaNO_3(aq)$ doble desplazamiento
b. $4Ga(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Ga_2O_3(s)$ combinación
c. $2NaNO_3(s) \longrightarrow 2NaNO_2(s) + O_2(g)$ descomposición
d. $Bi_2O_3(s) + 3C(s) \longrightarrow 2Bi(s) + 3CO(g)$ desplazamiento sencillo

5.111 **a.** $4Al(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Al_2O_3(s)$
b. combinación **c.** 3,38 moles de oxígeno
d. 94,9 g de Al_2O_3 **e.** 17,0 g de Al_2O_3.

Combina los conceptos de los capítulos 3 a 5

CC.7 La siguiente reacción tiene lugar entre un metal y un no metal:

a. ¿Cuáles de las esferas representan un metal? ¿Y un no metal?
b. ¿Qué reactivo es más electronegativo?
c. ¿Cuáles son las cargas iónicas de X e Y en el producto?
d. Si estos dos elementos se encuentran en el periodo 3,
1. Escribe la distribución de los electrones en los átomos.
2. Escribe la distribución de los electrones en sus iones.
3. Da los nombres de los gases nobles con la misma distribución electrónica que estos iones.
4. Escribe la fórmula y el nombre del producto.

e. Relaciona las esferas que hay debajo con los átomos de Li, Na, K, y Rb.

CC.8 Una barra de oro tiene un volumen de 728 cm^3 y una densidad de 19,3 g/cm^3:

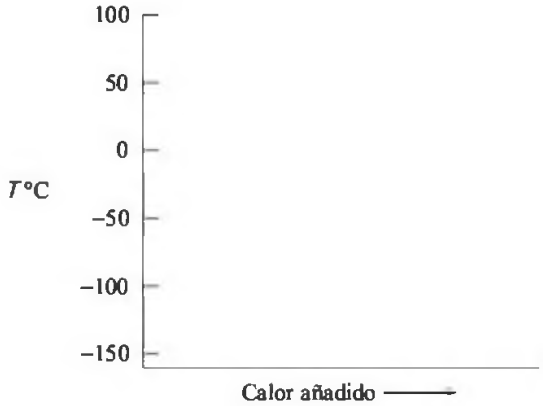
a. ¿Cuál es la masa en kg de la barra de oro?
b. ¿Cuántos átomos de oro hay en la barra?
c. Indicar los protones y los neutrones que existen en los siguientes isótopos del oro:

$^{195}_{79}Au$ $^{197}_{79}Au$ $^{198}_{79}Au$

El Au-198 se emplea para obtener imágenes del hígado y en terapia del cáncer.

CC.9 El etanol, C_2H_5OH, se obtiene a partir de cosechas renovables como las de maíz, que emplean al sol como su fuente de energía. En algunos países, los coches pueden emplear un combustible conocido como E10, que contiene un 10% de etanol y un 90% de gasolina sin plomo en volumen (%v/v). El etanol tiene un punto de fusión de −115 °C, un punto de ebullición de 78 °C, un calor de fusión de 23,6 cal/g y un calor de vaporización de 201 cal/g. El etanol líquido tiene una densidad de 0,796 g/ml y un calor específico de 0,588 cal/g °C.

a. Dibuja una curva de calentamiento para el etanol desde −150 °C hasta 100 °C.



b. Cuando se calientan 20,0 g de etanol a −55 °C hasta 37 °C, ¿cuánta energía en calorías se necesita?
c. Si la densidad del etanol es 0,796 g/ml, ¿cuántos kilojulios se necesitan para transformar en vapor 1,00 l de etanol a 78 °C?
d. Si un tanque de combustible de 15 galones se llena con E10, ¿cuántos litros de etanol hay en el tanque? (1 galón = 3,784 l)
e. Escribe la ecuación química ajustada para la reacción del etanol con oxígeno para formar dióxido de carbono y vapor de agua.
f. ¿Cuántos kilogramos de dióxido de carbono, CO_2, se forman a partir de la reacción completa del etanol contenido en un tanque lleno de combustible de 15 galones de capacidad?

CC.10 Se comercializan fármacos cuyo ingrediente activo el carbonato cálcico. Cada tableta suele contener 500 mg de carbonato cálcico.

a. ¿Cuál es la fórmula del carbonato cálcico?

b. ¿Cuál es la masa molar del carbonato cálcico?
c. ¿Cuántos moles de carbonato cálcico hay en 12 tabletas?
d. Si una persona toma dos tabletas al día, ¿cuántos gramos de calcio ingiere?
e. Si la cantidad diaria recomendada de Ca^{2+} para mantener la fortaleza de los huesos en mujeres mayores es de 1500 mg, ¿cuántas tabletas se necesitan al día?

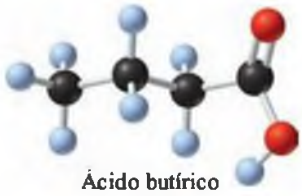
CC.11 El oseltamivir, $C_{16}H_{28}N_2O_4$, es el ingrediente activo de algunos fármacos antivirales empleados para el tratamiento de la gripe. La preparación de estos fármacos comienza con la extracción del ácido shikímico de las semillas de la especia de origen chino llamada anís estrellado. Sin embargo, el anís estrellado no tiene actividad antiviral en sí mismo. A partir de 2,6 g de anís estrellado, pueden obtenerse 0,13 g de ácido shikímico, que se emplean para fabricar una cápsula que contiene 75 mg de estos fármacos.

La dosis habitual para un adulto en el tratamiento de la gripe es de dos cápsulas al día durante 5 días.

Ácido shikímico

a. ¿Cuál es la fórmula del ácido shikímico? (Las esferas negras son carbono, las esferas azul claro son hidrógenos, y las esferas rojas son oxígeno.)
b. ¿Cuál es la masa molar del ácido shikímico?
c. ¿Cuántos moles de ácido shikímico pueden obtenerse a partir de 1,3 g de ácido shikímico?
d. ¿Cuántas cápsulas de 75 mg pueden prepararse a partir de 154 g de anís estrellado?
e. ¿Cuál es la masa molar del oseltamivir?
f. ¿Cuántos gramos de carbono hay en una cápsula de 75 mg?
g. ¿Cuántos kilogramos de oseltamivir podrían necesitarse para tratar a toda la población de una ciudad de 500 000 habitantes, si cada persona consume dos cápsulas al día durante 5 días?

CC.12 El ácido butírico es el responsable del olor característico de la mantequilla rancia.



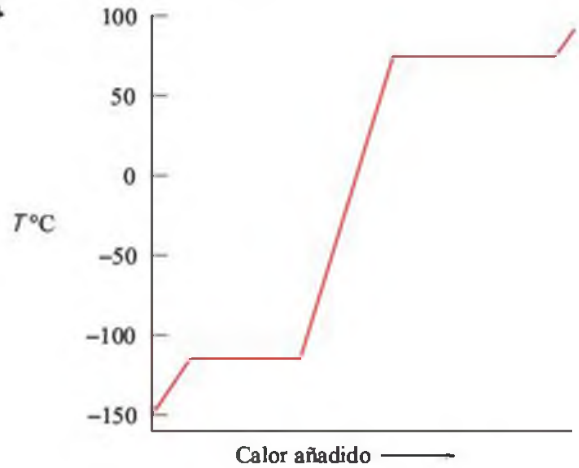
Ácido butírico

a. Si las esferas negras son átomos de carbono, las esferas azul claro son átomos de hidrógeno y las esferas rojas son átomos de oxígeno, ¿cuál es la fórmula del ácido butírico?
b. ¿Cuál es la masa molar del ácido butírico?
c. ¿Cuántos gramos de ácido butírico contienen $3{,}28 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno?
d. ¿Cuántos gramos de carbono hay en 5,28 g de ácido butírico?
e. El ácido butírico tiene una densidad de 0,959 g/ml a 20 °C. ¿Cuántos moles de ácido butírico hay en 1,56 ml de ácido butírico?

RESPUESTAS

CC.7 **a.** X es un metal; Y es un no metal
b. Y es el más electronegativo
c. X^{2+}, Y^-
d. **1.** X = 2, 8, 2 Y = 2, 8, 7
2. X^{2+} = 2, 8 Y^- = 2, 8, 8
3. X^{2+} tiene la misma configuración electrónica que el Ne. Y^- tiene la misma configuración electrónica que el Ar.
4. $MgCl_2$, cloruro de magnesio
e. Li es D; Na es A; K es C; y Rb es B.

CC.9 **a.**



b. 1100 cal
c. 669 kJ
d. 5,97 l
e. $C_2H_5OH(l) + 3O_2(g) \longrightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(g)$
f. 8,7 kg de CO_2

CC.11 **a.** $C_7H_{10}O_5$
b. 174,0 g/mol
c. 0,0075 moles
d. 59
e. 312,0 g/mol
f. 0,046 g de carbono
g. 380 kg.

6 Gases

EN ESTA UNIDAD...

6.1 Propiedades de los gases

6.2 Presión de un gas

6.3 Presión y volumen (Ley de Boyle)

6.4 Temperatura y volumen (Ley de Charles)

6.5 Temperatura y presión (Ley de Gay-Lussac)

6.6 Ley de combinación de los gases

6.7 Volumen y moles (Ley de Avogadro)

6.8 Presiones parciales (Ley de Dalton)

La enfermera Sunanda Tripathi, del centro médico Santa Clara Valley, nos explica que «cuando los niveles de oxígeno en sangre son bajos, las células del cuerpo no obtienen el oxígeno suficiente, y es necesario emplear una cánula nasal para proporcionar al paciente oxígeno suplementario. Con un flujo de 2 litros por minuto, el paciente respira una mezcla gaseosa que contiene un 28% de oxígeno, a diferencia del 21% que contiene el aire».

Cuando un paciente presenta problemas respiratorios, se controla tanto la velocidad de flujo como el volumen de oxígeno en los pulmones. Si el paciente no es capaz de controlar la respiración, también se puede emplear un ventilador. A medida que se incrementa la presión, los pulmones se expanden y, por el contrario, cuando se reduce la presión del gas entrante, los pulmones se contraen para expulsar el dióxido de carbono. Estas relaciones entre gases, volumen y presión se conocen como leyes de los gases y son importantes a la hora de regular la ventilación y la respiración.

the Chemistry place

Visita **www.chemplace.com** y encontrarás cuestiones adicionales, tutoriales interactivos, información profesional, diapositivas en PowerPoint para repasar el capítulo, ayuda para resolver las operaciones matemáticas y casos prácticos.

Vivimos en el fondo de un mar de gases conocido como atmósfera. El más importante de estos gases es el oxígeno, que constituye el 21% de la atmósfera; sin su presencia la vida en nuestro planeta sería inconcebible, ya que el oxígeno es fundamental para los procesos vitales de plantas y animales. El ozono (O_3), que se forma en la parte superior de la atmósfera por la interacción del oxígeno con la luz ultravioleta, absorbe parte de la dañina radiación solar antes de que esta incida sobre la superficie de la Tierra. Los otros gases que componen la atmósfera son nitrógeno (78%), argón, dióxido de carbono (CO_2) y vapor de agua. El dióxido de carbono gas, producto de la combustión y el metabolismo, es empleado por las plantas en la fotosíntesis, proceso que produce a su vez oxígeno, esencial para animales y humanos.

Por desgracia, la atmósfera se ha convertido en el lugar donde se almacenan otros gases, como metano, compuestos clorofluorocarbonados (CFCs) volátiles y óxidos de nitrógeno. Las reacciones químicas de estos gases con la luz solar y el oxígeno del aire contribuyen a la polución del aire, la disminución de la capa de ozono, el calentamiento global o la lluvia ácida. Estos cambios químicos pueden afectar seriamente a nuestra salud y estilo de vida; conocer y comprender las leyes que gobiernan el comportamiento de los gases puede ayudarnos a entender la naturaleza de la materia y proporcionarnos elementos de juicio para tomar decisiones a la hora de preservar el medio ambiente y cuidar de nuestra salud.

EL OBJETIVO ES...

describir la teoría cinética molecular de los gases y las propiedades de los mismos.

the Chemistry place

WEB TUTORIAL
Properties of Gases

6.1 PROPIEDADES DE LOS GASES

El comportamiento de los gases es bastante diferente al de líquidos o sólidos. Las partículas de un gas se encuentran muy separadas, a diferencia de las de líquidos o sólidos, en los que permanecen próximas gracias a las fuerzas de atracción entre ellas, que aumentan según disminuye la temperatura. Por el contrario, un gas no tiene una forma o un volumen determinados y tiende a ocupar todo el espacio del recipiente que lo contenga. Como existe una gran distancia entre las partículas que componen un gas, este es menos denso que un sólido o un líquido y puede comprimirse. El modelo del comportamiento de un gas, conocido como **teoría cinética molecular de los gases,** nos ayudará a comprender su comportamiento.

Teoría cinética molecular de los gases

1. **Un gas está formado por pequeñas partículas (átomos o moléculas) que se mueven al azar a gran velocidad.** Las moléculas de un gas, al moverse en todas las direcciones a elevadas velocidades, hacen que el gas ocupe la totalidad del volumen del recipiente que lo contenga.
2. **Las fuerzas de atracción entre las partículas de un gas pueden considerarse prácticamente nulas.** Las partículas de un gas están muy distantes y ocupan el espacio de recipientes de cualquier forma y tamaño.
3. **El volumen ocupado por las moléculas de un gas es una parte muy pequeña del volumen que ocupa el gas.** El volumen del recipiente se puede igualar al volumen del gas. La mayor parte del volumen de un gas es espacio vacío, por lo que se puede comprimir fácilmente.
4. **La energía cinética media de las moléculas de un gas es proporcional a la temperatura Kelvin.** Las partículas de un gas se mueven más rápido a medida que aumenta la

temperatura, de manera que, al incrementarse la temperatura, las partículas del gas golpean las paredes del recipiente que las contiene con más fuerza, y aumenta la presión.

5. **Las partículas de un gas están en movimiento constante, rápido y en línea recta.** Cuando las partículas colisionan con las paredes del recipiente que las contiene, rebotan y viajan en una nueva dirección. Cada vez que golpean las paredes del recipiente, ejercen una presión; de modo que si se incrementa la fuerza con que colisionan con las paredes del recipiente, aumenta la presión del gas.

La teoría cinética molecular ayuda a explicar algunas de las características de los gases. Por ejemplo, cuando abrimos un perfume dentro de una habitación, el olor se percibe rápidamente desde el extremo opuesto, ya que las partículas del gas se mueven rápidamente en todas las direcciones. La velocidad del movimiento viene determinada por la temperatura: a mayor temperatura, aumenta la movilidad de las partículas, y por eso los neumáticos o las botellas con gases pueden estallar a temperaturas muy elevadas. Como explica la teoría cinética molecular, las partículas de un gas se mueven más rápido cuando este se calienta, ya que golpean las paredes del recipiente que contiene el gas con más fuerza, y aumentan por tanto la presión dentro del recipiente.

EJERCICIO RESUELTO 6.1

Teoría cinética molecular de los gases

Explica las siguientes afirmaciones de acuerdo a la teoría cinética molecular de los gases:

a. Las partículas de un gas no interaccionan entre sí.

b. Las partículas de un gas se mueven más rápidamente cuando aumenta la temperatura.

SOLUCIÓN

a. La distancia que separa las partículas de un gas es tan grande que prácticamente se puede considerar que no existe ninguna interacción entre ellas.

b. Las partículas del gas se mueven a mayor velocidad porque a medida que aumenta la temperatura también aumenta su energía cinética.

¡AHORA TÚ!

¿Por qué hueles la comida que se está preparando en la cocina desde cualquier otra parte de la casa?

Para describir un gas, tenemos en cuenta 4 propiedades: presión, volumen, temperatura y cantidad de gas.

Presión (*P*)

Las partículas de un gas son extremadamente pequeñas y se mueven muy rápidamente. Cuando las partículas del gas chocan contra las paredes de un recipiente, ejercen una presión; según van chocando más moléculas contra la pared, la presión aumenta (fig. 6.1). Si además se calienta el recipiente, las moléculas se mueven a mayor velocidad y chocan contra la pared cada vez con más fuerza, lo que aumenta todavía más la presión ejercida. Las moléculas del oxígeno y el nitrógeno del aire ejercen constantemente una presión sobre nosotros. La presión ejercida por el aire se conoce como **presión atmosférica** (fig. 6.2).

En altitudes mayores, la presión atmosférica es menor, porque hay menos moléculas en el aire. Las unidades más habituales para medir la presión son las atmósferas (atm) y los milímetros de mercurio (mmHg), aunque cuando se da la previsión meteorológica en la televisión de algunos países, la presión atmosférica se mide en kilopascales o en pulgadas de mercurio. En un laboratorio de química, se emplea la unidad torr.

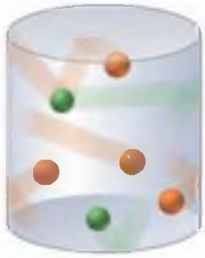


FIGURA 6.1 Las partículas de un gas se mueven en línea recta dentro de un recipiente y ejercen presión al colisionar con sus paredes.

P ¿Por qué al calentar el recipiente aumenta la presión del gas en su interior?

Volumen (*V*)

El volumen de un gas es igual al del recipiente en el que se encuentre almacenado. Cuando hinchamos una rueda o un balón de fútbol, estamos introduciendo más partículas de gas, y

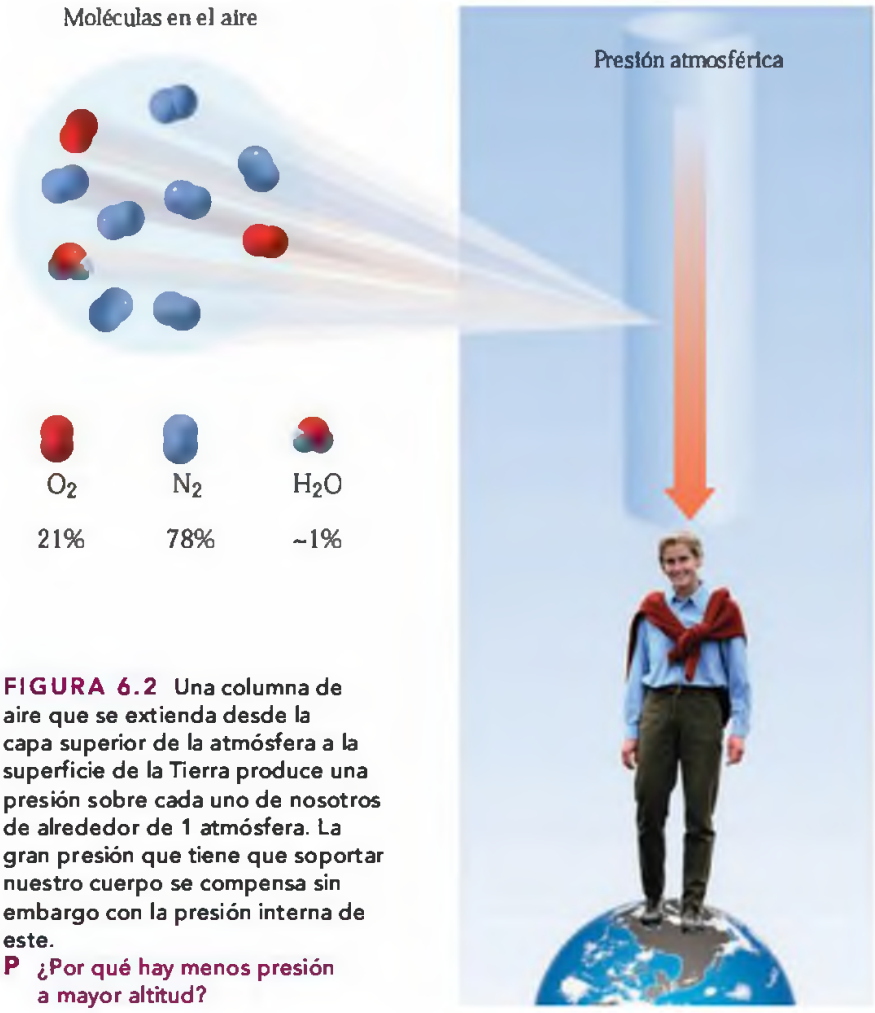


FIGURA 6.2 Una columna de aire que se extienda desde la capa superior de la atmósfera a la superficie de la Tierra produce una presión sobre cada uno de nosotros de alrededor de 1 atmósfera. La gran presión que tiene que soportar nuestro cuerpo se compensa sin embargo con la presión interna de este.

P ¿Por qué hay menos presión a mayor altitud?

el incremento del número de partículas que golpean las paredes del neumático o el balón aumenta su volumen. En algunas mañanas frías, puede parecernos que las ruedas del coche se han deshinchado: su volumen ha disminuido porque el frío hace decrecer la velocidad de las moléculas, lo que reduce la fuerza de sus impactos con las paredes del neumático. Las unidades de medida de volumen más habituales son los litros (l) y los mililitros (ml).

Temperatura (*T*)

La temperatura de un gas está relacionada con la energía cinética de sus partículas. Por ejemplo, si introducimos un gas a 200 K en el interior de un contenedor rígido y lo calentamos a una temperatura de 400 K, las partículas del gas tendrán el doble de energía cinética que a 200 K. Del mismo modo, el gas a 400 K ejerce el doble de presión que el gas a 200 K. Aunque la temperatura se mida con un termómetro con la escala en grados Celsius, todas las comparaciones que se hagan acerca del comportamiento de un gas y los cálculos de temperatura se deben hacer con la escala de temperaturas Kelvin. Nadie ha creado las condiciones para el cero absoluto (K), pero se estima que las partículas tendrían energía cinética cero, y que el gas no ejercería presión (presión cero) en el cero absoluto (0 K).

Cantidad de gas (*n*)

Cuando se rellena la rueda de una bicicleta, se incrementa la cantidad de gas, lo que se traduce en una mayor presión en el neumático. Normalmente se mide la cantidad de gas por su

masa (gramos), pero para hacer cálculos a partir de las leyes de los gases es preciso convertir los gramos de gas en moles.

En la tabla 6.1 se da un resumen de las cuatro propiedades de los gases.

TABLA 6.1 Propiedades que describen un gas

Propiedad	Descripción	Unidades de medida
Presión *(P)*	Fuerza ejercida por el gas contra la pared del recipiente que lo contiene	Atmósfera (atm), mmHg, torr, pascal (Pa)
Volumen *(V)*	Espacio ocupado por el gas	Litro (l), mililitro (ml)
Temperatura *(T)*	Determina la energía cinética y la velocidad a la que se mueven las partículas del gas	Celsius (ºC), Kelvin (K) *(necesario para los cálculos)*
Cantidad *(n)*	Cantidad de gas en el recipiente que lo contiene	Gramos (g); moles (mol) *(necesario para los cálculos)*

EJERCICIO RESUELTO 6.2

Propiedades de los gases

Identifica la propiedad de un gas descrita en cada uno de los siguientes apartados:

a. Aumenta la energía cinética de las partículas del gas.
b. La fuerza de las partículas del gas al golpear las paredes del recipiente que las contiene.
c. El espacio que ocupa el gas.

SOLUCIÓN

a. temperatura **b.** presión **c.** volumen

¡AHORA TÚ!

A medida que se añade más gas helio a un globo, aumenta el número de gramos de helio. ¿Qué propiedad del gas se describe?

Investiga tu entorno

Obtención de un gas

Consigue bicarbonato sódico y una jarra o una botella de plástico. Necesitarás también un guante de goma que se pueda ajustar a la parte superior de la jarra o un globo que se adapte perfectamente a la boca de la botella. Añade un vaso de vinagre en la jarra o la botella y rocía con un poco de bicarbonato el interior de los dedos del guante de goma o el globo. Con cuidado, ajusta el guante o el globo a la boca de la jarra o a la botella de plástico y levanta los dedos del guante o el globo para que el bicarbonato caiga en el vinagre. Observa lo que sucede. Ahora aprieta el guante o globo.

PREGUNTAS

1. Describe las propiedades del gas que observas a medida que la reacción entre el bicarbonato y el vinagre tiene lugar.
2. ¿Cómo sabes que se ha formado un gas?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Propiedades de los gases

6.1 Considerando la teoría cinética molecular de los gases, justifica las siguientes afirmaciones:
a. Los gases se mueven más rápido a mayores temperaturas.
b. Los gases se pueden comprimir más que los líquidos o los sólidos.

6.2 Considerando la teoría cinética molecular de los gases, justifica las siguientes afirmaciones:
a. Un bote de espray puede explotar al lanzarlo a una hoguera.
b. El aire de un globo se calienta para hacerlo subir.

6.3 Identifica la propiedad de un gas medida en los siguientes apartados:
a. 350 K **b.** espacio ocupado por un gas **c.** 2,00 g de O_2
d. Fuerza de las partículas del gas golpeando las paredes del recipiente que las contiene.

6.4 Identifica la propiedad de un gas determinada por las siguientes medidas:
a. 425 K **b.** 1,0 atm
c. 10,0 l **d.** 0,5 mol de He

6.2 PRESIÓN DE UN GAS

Cuando billones y billones de partículas de un gas golpean las paredes del recipiente que las contiene, estas ejercen una **presión** que se define como la fuerza realizada en una superficie determinada.

EL OBJETIVO ES...

conocer las unidades de medida de la presión y saber convertir unas unidades de medida en otras.

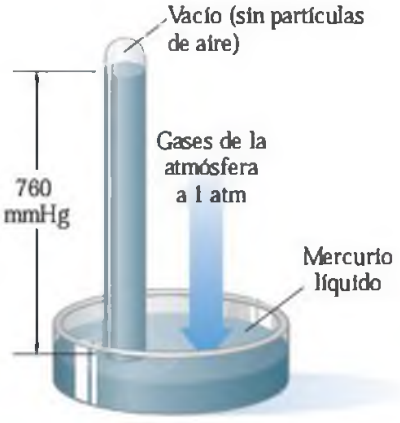


FIGURA 6.3 Un barómetro: la presión ejercida por los gases de la atmósfera es equivalente a la presión descendente de una columna de mercurio en un tubo de vidrio sellado. La altura de la columna de mercurio, medida en mmHg, es la denominada presión atmosférica.

P ¿Por qué cambia la altura de una columna de mercurio de un día para otro?

$$\text{Presión } (P) = \frac{\text{fuerza}}{\text{superficie}}$$

La atmósfera, que es el aire que cubre la superficie de la Tierra, contiene un inmenso número de partículas. Las partículas del aire tienen masa y al chocar con la superficie de la Tierra ejercen una presión que se denomina *presión atmosférica*.

TABLA 6.2 Unidades de medida de la presión

Unidad	Abreviatura	Unidades equivalentes a 1 atm
Atmósfera	atm	1 atm
Milímetros de Hg	mmHg	760 mmHg (exacto)
Torr	torr	760 torr (exacto)
Libras por pulgada al cuadrado	lb/in.^{2} (psi, *pounds per square inch*)	14,7 lb/in.^{2}
Pascal	Pa	101 325 Pa
Kilopascal	kPa	101,325 kPa

La presión atmosférica se puede medir con un barómetro (fig. 6.3). A una presión de exactamente una atmósfera (1 atm), una columna de mercurio tendría justamente una altura de 760 mm. Por tanto, **una atmósfera (atm)** se define exactamente como 760 mmHg. Una atmósfera de presión también se puede expresar como 760 *torr*, unidad de presión en honor de Evangelista Torricelli, el inventor del barómetro. Las unidades torr o mmHg se usan indistintamente, ya que son equivalentes.

1 atm = 760 mmHg = 760 torr

1 mmHg = 1 torr

En el sistema internacional (SI) la presión se mide en pascales (Pa): 1 atm es igual a 101 325 Pa. Dado que un pascal es una unidad de medida muy pequeña, normalmente la presión se expresa en kilopascales.

1 atm = $1{,}01325 \times 10^5$ Pa = 101,325 kPa

Las unidades en los EE. UU. equivalentes a 1 atm son 14,7 libras por pulgada al cuadrado (psi, de su nombre en inglés *pounds per square inch*). Cuando se mide con un manómetro la presión de las ruedas del coche, la lectura suele ser de 30-35 psi. En la tabla 6.2 se resumen las diferentes unidades empleadas para medir la presión.

Algunos barómetros de los que usamos en nuestras casas miden la presión en pulgadas de mercurio. La presión atmosférica puede cambiar si varía el tiempo o la altitud: en un cálido y soleado día de verano, una columna de aire contiene más moléculas, lo que aumenta la presión sobre la superficie de mercurio. La columna de mercurio asciende, indicando una presión atmosférica elevada. En cambio, en un día lluvioso la atmósfera ejerce menos presión, por lo que la columna de mercurio disminuye. En la previsión meteorológica este tipo de tiempo se denomina *sistema de baja presión*. Por encima del nivel del mar, la densidad de los gases en el aire decrece, lo que causa menores presiones atmosféricas. La presión atmosférica es mayor en el Mar Muerto porque está por debajo del nivel de mar (tabla 6.3).

Los buceadores tienen que prestar especial atención al aumento de presión en sus oídos y pulmones a medida que se sumergen por debajo de la superficie del océano. El agua es mucho más densa que el aire, y la presión sobre un buceador aumenta mucho más rápido a medida que este desciende. A una profundidad de 10 metros, el buceador soporta una presión de 2 atm, es decir, el agua ejerce una atmósfera de presión adicional. A 30 metros de profundidad, el buceador se encuentra a una presión total de 4 atm. Los tanques de aire que llevan los buceadores ajustan continuamente la presión del aire que respiran para contrarrestar estas variaciones de presión.

the Chemistry place

CASE STUDY
Scuba Diving and Blood Gases

TABLA 6.3 Altitud y presión atmosférica

Lugar	Altitud (km)	Presión atmosférica (mmHg)
Mar Muerto	–0,40	800
Nivel del mar	0	760
Los Ángeles	0,09	750
Las Vegas	0,70	700
Denver	1,60	630
Monte Whitney	4,50	440
Monte Everest	8,90	250

EJERCICIO RESUELTO 6.3

Unidades de presión

Una muestra de gas neón tiene una presión de 0,76 atm. Calcula la presión del neón en mmHg.

SOLUCIÓN

La equivalencia 1 atm = 760 mmHg se puede describir por los factores de conversión:

$$\frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} \quad \text{o} \quad \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}$$

Empleando el factor de conversión adecuado, el problema se resuelve fácilmente:

$$0,50 \text{ atm} \times \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 380 \text{ mmHg}$$

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es la presión en atmósferas de un gas que tiene una presión de 655 torr?

Química y salud

Medida de la presión sanguínea

La determinación de la presión sanguínea es una de las medidas más importantes que los doctores o enfermeros hacen durante un examen médico. El corazón actúa como una bomba que se contrae para crear la presión que impulsa la sangre por el sistema circulatorio. Durante la contracción, la presión sanguínea se denomina sistólica y es muy elevada. Cuando los músculos del corazón se relajan, la presión sanguínea, denominada diastólica, disminuye. El intervalo normal para la presión sistólica es 100-120 mmHg y para la presión diastólica, 60-80 mmHg, lo que normalmente se expresa por la relación 100/80. Estos valores son ligeramente superiores en las personas mayores. Cuando las presiones sanguíneas son elevadas, como por ejemplo 140/90, existe un elevado riesgo de trombosis, infarto de miocardio o problemas renales. Por el contrario, la presión excesivamente baja hace que el cerebro no reciba el oxígeno suficiente y puede causar mareos y desvanecimientos.

La presión sanguínea se mide con un instrumento que consta de un estetoscopio y un brazalete inflable conectado a un tubo de mercurio denominado manómetro. El brazalete se ajusta al brazo del paciente y se infla hasta que se interrumpe el flujo sanguíneo del mismo. Con el estetoscopio sobre la arteria, el aire se va eliminando lentamente del brazalete. Cuando la presión se iguala a la presión sistólica, la sangre comienza a fluir de nuevo, y el sonido que hace se distingue con el estetoscopio. Según se va eliminando el aire, el brazalete se desinfla hasta que no se oye ningún sonido en la arteria. La segunda presión que se detecta es la presión diastólica, cuando el corazón no se contrae.

El empleo de equipos digitales para determinar la presión sanguínea, conocidos como tensiómetros, está cada vez más extendido. Sin embargo, estos no se han validado para ser empleados en todos los casos y en ocasiones pueden dar lecturas erróneas.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Presión de un gas

6.5 ¿Qué unidades se emplean para medir la presión de un gas?

6.6 ¿Cuál de las siguientes afirmaciones describe la presión de un gas?
a. La fuerza de las partículas del gas sobre las paredes del recipiente que las contiene.
b. El número de partículas de un gas en un recipiente.
c. El volumen de un recipiente.
d. 3,00 atm
e. 750 torr

6.7 Un tanque contiene oxígeno (O_2) a una presión de 2,00 atm. ¿Cuál es la presión en el tanque en las siguientes unidades?
a. torr **b.** mmHg

6.8 En una escalada al Monte Whitney, la presión atmosférica es de 467 mmHg. ¿Cuál es la presión en las siguientes unidades?
a. atm **b.** mmHg

EL OBJETIVO ES...

emplear la relación existente entre presión y volumen (Ley de Boyle) para calcular la nueva presión (o volumen) de una determinada cantidad de gas a temperatura constante.

6.3 PRESIÓN Y VOLUMEN (LEY DE BOYLE)

Si pudiéramos ver cómo las partículas de aire golpean las paredes de una bomba de las que se emplean para inflar las ruedas de una bicicleta, ¿qué podríamos decir acerca de la presión en el interior de la bomba según accionamos o apretamos la misma? A medida que el volumen disminuye, también lo hace el área superficial del contenedor (en este caso, la bomba). Las partículas de aire están por tanto mucho más próximas, y se producen más colisiones por unidad de área, lo que se traduce en un aumento de la presión dentro del contenedor.

Cuando un cambio en una propiedad (en este caso el volumen) causa un cambio en otra propiedad (en este caso la presión), ambas propiedades se encuentran relacionadas. Si los cambios ocurren en direcciones opuestas, las propiedades tienen una **relación inversa**. La relación inversa entre la presión y el volumen de un gas se conoce como **Ley de Boyle**. Esta ley establece que el volumen *(V)* de una muestra de un gas cambia inversamente con la presión *(P)* del gas, siempre y cuando la temperatura *(T)* y la cantidad de gas *(n)* se mantengan constantes (fig. 6.4).

Si el volumen o la presión de la muestra de gas cambian sin que se produzcan cambios en la temperatura o cantidad de gas, la nueva presión y volumen tendrán el mismo producto *(PV)* que la presión y volumen iniciales. Así, podemos igualar los productos *(PV)* iniciales y finales.

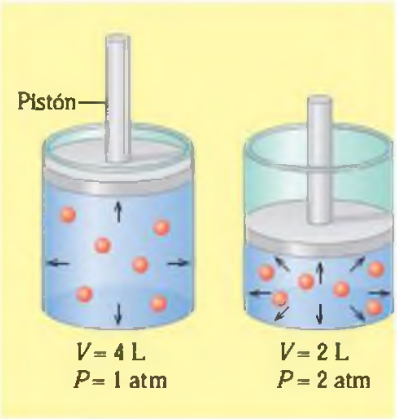


FIGURA 6.4 Ley de Boyle: a medida que disminuye el volumen, las moléculas de un gas están más comprimidas, lo que causa un aumento de la presión. Presión y volumen están inversamente relacionados.
P Si el volumen de un gas aumenta, ¿qué le pasa a su presión?

Ley de Boyle

$P_1V_1 = P_2V_2$ No hay cambios en el número de moles o la temperatura

EJERCICIO RESUELTO 6.4

Cálculo de presión cuando varía el volumen

Una muestra de gas hidrógeno (H_2) tiene un volumen de 5,0 l y una presión de 1,0 atm. ¿Cuál será la nueva presión si el volumen desciende a 2,0 l a temperatura constante?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Organizar los datos en una tabla.** En este problema queremos conocer la presión final (P_2) para el cambio de volumen. En cálculos que usen las leyes de los gases, es útil organizar los datos en una tabla. Como sabemos que el volumen ha disminuido, podemos predecir que la presión aumentará.

Condiciones 1	Condiciones 2	Conocido	Predicción
$V_1 = 5{,}0$ l	$V_2 = 2{,}0$ l	*V* desciende	
$P_1 = 1{,}0$ atm	$P_2 = ?$		*P* aumenta

Paso 2 **Reorganizar la ecuación para el parámetro desconocido.** Para una relación PV empleamos la Ley de Boyle y despejamos P_2 dividiendo en ambos lados por V_2.

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

$$\frac{P_1V_1}{V_2} = \frac{P_2V_2}{V_2}$$

$$P_2 = \frac{P_1V_1}{V_2}$$

Paso 3 **Sustituir los valores en la ecuación para calcular el dato desconocido.** Cuando sustituimos los valores, comprobamos que la relación de volúmenes (factor volumen) es mayor que 1. La presión final (P_2) ha aumentado tal y como anticipamos en el paso 1. Las unidades de volumen (l) se anulan, y la presión final se expresa en atmósferas.

$$P_2 = 1{,}0 \text{ atm} \times \frac{5{,}0\,\cancel{l}}{2{,}0\,\cancel{l}} = 2{,}5 \text{ atm}$$

El factor volumen hace que la presión aumente

Guía para aplicar las leyes de los gases

1. Organizar los datos en una tabla con las condiciones iniciales y finales.
2. Organizar la ecuación del gas para despejar el parámetro desconocido.
3. Sustituir los valores en la ecuación para calcular el parámetro desconocido.

¡AHORA TÚ!

Una muestra de gas helio tiene un volumen de 150 ml a 750 torr. Si el volumen se expande a 450 ml a temperatura constante, ¿cuál es la presión en torr?

EJERCICIO RESUELTO 6.5

Cálculo de volumen cuando la presión cambia

El manómetro de un tanque de oxígeno comprimido de 12 l da una lectura de 380 mmHg. ¿Cuántos litros podría ocupar el mismo gas a una presión de 0,75 atmósferas y a temperatura constante?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Organizar los datos en una tabla.** En primer lugar, hay que igualar las unidades para las presiones inicial y final.

$$0{,}75 \text{ atm} \times \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 570 \text{ mmHg}$$

La presión en mmHg también se puede expresar en atmósferas:

$$3800 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{460 \text{ mmHg}} = 5{,}0 \text{ atm}$$

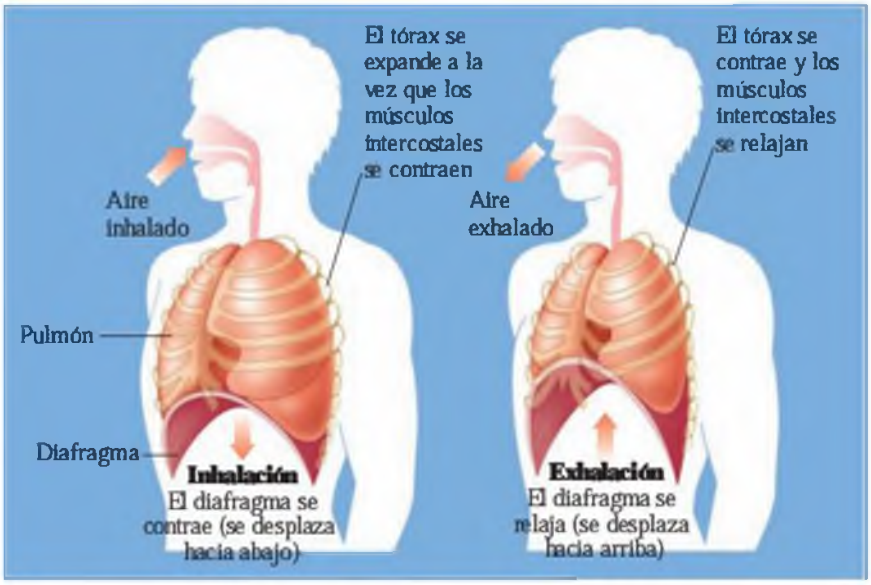
Una vez que organizamos esta información empleando mmHg como unidades de presión, sabemos que la presión desciende y podemos por tanto predecir que el volumen debería aumentar. (También podríamos hacer los cálculos con atm como unidades de presión).

Condiciones 1	Condiciones 2	Conocido	Predicción
P_1 = 3800 mmHg	P_2 = 570 mmHg	P desciende	
V_1 = 12 l	V_2 = ?		V aumenta

Química y salud

Relación entre presión y volumen en la respiración

La importancia que tiene la Ley de Boyle se percibe más claramente si consideramos el mecanismo de la respiración. Nuestros pulmones son elásticos y se podrían asemejar a un globo dentro de una cámara de aire comprimido, que es la cavidad torácica. El diafragma, un músculo, es el fondo flexible de esta cavidad.



Inspiración

Para tomar una bocanada de aire, el mecanismo comienza con la contracción del diafragma y la expansión del tórax, lo que incrementa el volumen de la cavidad torácica. La elasticidad de los pulmones permite que estos se expandan cuando lo hace la cavidad torácica. De acuerdo con la Ley de Boyle, la presión en el interior de los pulmones disminuye, ya que el volumen aumenta; y como consecuencia, la presión en el interior de los pulmones está por debajo de la presión atmosférica. Esta diferencia de presión provoca un *gradiente de presión* entre los pulmones y la atmósfera. En un gradiente de presión las moléculas se desplazan desde el área de mayor presión a la de menor presión. Así, en el proceso de *inhalación*, el aire se introduce en los pulmones hasta que la presión en los mismos se iguala a la presión atmosférica.

Expiración

La *expiración*, o fase de exhalación de la respiración, tiene lugar cuando el diafragma se relaja y vuelve a su posición de descanso en la cavidad torácica. Entonces, el volumen de la cavidad torácica que aprieta los pulmones se reduce, y estos disminuyen su volumen. En esta situación, la presión en el interior de los pulmones es mayor que la presión atmosférica, y el aire sale fuera de los pulmones. La respiración es un proceso en el que se crea un gradiente de presiones continuo entre los pulmones y el exterior a consecuencia de los cambios de volumen y presión.

Paso 2 **Reorganizar la ecuación del gas para calcular el parámetro desconocido.** Empleando la Ley de Boyle, despejamos V_2. De acuerdo con esta ley, un descenso de presión causará un aumento del volumen.

$$P_1V_1 = P_2\,V_2$$

$$\frac{P_1V_1}{P_2} = \frac{P_2\,V_2}{P_2}$$

$$V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2}$$

Paso 3 **Sustituir los valores conocidos en la ecuación del gas para calcular el dato desconocido.** Cuando se sustituyen los valores de la presión en mmHg o atm, la relación de presiones (factor presión) es superior a 1, lo que hace que el volumen aumente.

$$V_2 = 12\ \text{l} \times \frac{3800\ \cancel{\text{mmHg}}}{570\ \cancel{\text{mmHg}}} = 80\ \text{l}$$

El factor presión hace que el volumen aumente

O:

$$V_2 = 12\ \text{l} \times \frac{5{,}0\ \text{atm}}{0{,}75\ \text{atm}} = 80\ \text{l}$$

El factor presión hace que el volumen aumente

¡AHORA TÚ!

Una muestra de gas metano (CH_4) ocupa un volumen de 125 ml a 0,600 atm de presión. ¿Cuántos mililitros ocupará a una presión de 1140 mmHg y a temperatura constante?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

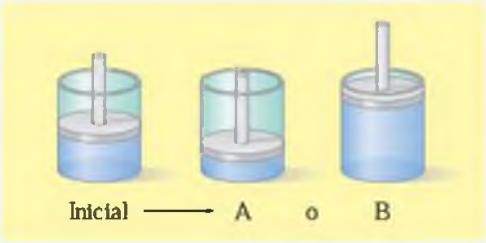
Presión y volumen (Ley de Boyle)

6.9 ¿Por qué los submarinistas tienen que expulsar aire cuando ascienden a la superficie del agua?

6.10 ¿Por qué una bolsa de patatas fritas sellada al vacío se expande cuando se lleva a gran altitud?

6.11 El aire de un cilindro con pistón ocupa un volumen de 220 ml a una presión de 650 mmHg:

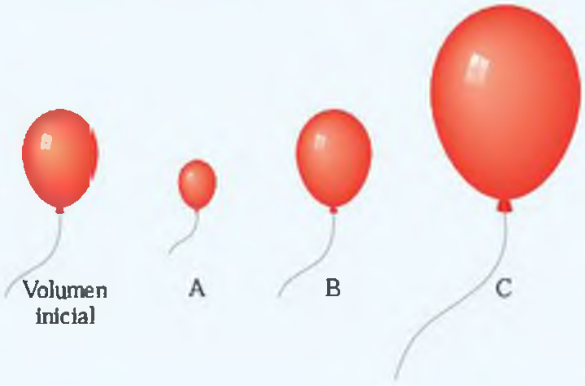
a. Para obtener una presión mayor en el interior del cilindro manteniendo la temperatura constante, ¿deberíamos desplazar el pistón a la posición A o B de la figura? Razona tu respuesta.



b. Si la presión en el interior del cilindro aumenta a 1,2 atm, ¿cuál es el volumen final en el cilindro? Completa la siguiente tabla:

Propiedad	Condiciones 1	Condiciones 2	Conocido	Predicción
Presión *(P)*				
Volumen *(V)*				

6.12 Un globo se llena con gas helio. Si observamos los siguientes cambios a una temperatura constante, ¿cuál de los diagramas (A, B o C) muestra el nuevo volumen del globo?



a. El globo vuela a gran altitud, donde la presión exterior es menor.

b. El globo está dentro de casa, donde la presión atmosférica es la misma.

c. El globo está dentro de una cámara hiperbárica en la que la presión aumenta.

6.13 Un gas con un volumen de 4,0 l se almacena en el interior de un contenedor cerrado. Indica los cambios de presión que se producirán si el volumen experimenta los siguientes cambios a una temperatura constante:

a. El volumen se comprime a 2,0 l.

b. El volumen se expande a 12 l.

c. El volumen se comprime a 400 ml.

6.14 Un gas se encuentra en el interior de un recipiente cerrado a una presión de 2,0 atm. Indica los cambios de volumen que se producirán si la presión experimenta los siguientes cambios a una temperatura constante:

a. La presión aumenta a 6,0 atm.

b. La presión disminuye a 1 atm.

c. La presión disminuye a 0,40 atm.

6.15 Un globo de 10,0 l contiene gas helio a una presión de 655 mmHg. ¿Cuál es la nueva presión del gas helio a cada uno de los siguientes volúmenes, si no hay cambio de temperatura?

a. 20,0 l **b.** 2,50 l **c.** 1500 ml

6.16 El aire en un tanque de 5,00 l tiene una presión de 1,20 atm. ¿Cuál es la nueva presión del aire cuando este se trasvasa, sin cambio de temperatura, a contenedores del siguiente volumen?

a. 1,00 l **b.** 2500 ml **c.** 750 ml

6.17 Una muestra de nitrógeno (N_2) ocupa un volumen de 50,0 l a una presión de 760 mmHg. ¿Cuál es el volumen del gas a cada una de las siguientes presiones, si no se producen cambios de temperatura?

a. 1500 mmHg **b.** 2,0 atm **c.** 0,500 atm

6.18 Una muestra de metano (CH_4) ocupa un volumen de 25 ml a una presión de 0,80 atm. ¿Cuál es el volumen del gas a cada una de las siguientes presiones, si no se producen cambios de temperatura?

a. 0,40 atm **b.** 2,00 atm **c.** 2500 mmHg

6.19 El ciclopropano (C_3H_6) es un anestésico general. Una muestra de 5,0 l tiene una presión de 5,0 atm, ¿cuál es la volumen del anestésico que se administra a un paciente a una presión de 1,0 atm?

6.20 El volumen de aire en los pulmones de una persona es de 615 ml a una presión de 760 mmHg. La inhalación se produce cuando la presión en los pulmones disminuye a 752 mmHg. ¿A qué volumen se expanden los pulmones?

6.21 Emplea la palabra *inspiración* o *expiración* para describir la etapa del ciclo respiratorio que se corresponde con las siguientes características:
a. El diafragma se contrae.
b. El volumen de los pulmones disminuye.
c. La presión en el interior de los pulmones es inferior a la presión atmosférica.

6.22 Emplea la palabra *inspiración* o *expiración* para describir la etapa del ciclo respiratorio que se corresponde con las siguientes características:
a. El diafragma se relaja, ascendiendo por el interior de la cavidad torácica.
b. El volumen de los pulmones aumenta.
c. La presión en el interior de los pulmones es superior a la presión atmosférica.

6.4 TEMPERATURA Y VOLUMEN (LEY DE CHARLES)

EL OBJETIVO ES...

emplear la relación existente entre temperatura y volumen (Ley de Charles) para calcular la nueva temperatura o volumen de una determinada cantidad de gas a presión constante.

Si diésemos un paseo en un globo aerostático de aire caliente, el capitán encendería el quemador de propano para calentar el aire dentro del globo: a medida que la temperatura asciende, las partículas de aire se mueven más rápidamente y se expanden, aumentando el volumen del globo. Cuando el aire se calienta, se hace menos denso que el aire exterior, y por tanto el globo y sus pasajeros se elevan. En 1787, Jacques Charles, físico y aeronauta, propuso que el volumen de un gas está relacionado con la temperatura. Es lo que se conoce como **Ley de Charles**, que establece que el volumen *(V)* de un gas está directamente relacionado con la temperatura *(T)* cuando no hay cambios en la presión *(P)* o en la cantidad de gas *(n)* (fig. 6.5). Una **relación directa** es aquella en la que las propiedades que están relacionadas aumentan o disminuyen simultáneamente. Para dos condiciones diferentes podemos escribir la Ley de Charles como:

Ley de Charles

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$ No hay cambio en el número de moles o en la presión

Todas las temperaturas empleadas en los cálculos de las leyes de los gases se deben convertir a la escala Kelvin (K).

EJERCICIO RESUELTO 6.6

Cálculo de volumen cuando la temperatura cambia

Una muestra de gas neón tiene un volumen de 5,40 l y una temperatura de 15 °C. Calcula el nuevo volumen del gas cuando la temperatura aumenta a 42 °C, y la presión se mantiene constante.

SOLUCIÓN

Paso 1 **Organizar los datos en una tabla.** *Como las temperaturas se expresan en grados Celsius, hay que convertirlas a Kelvin.*

$T_1 = 15\ °C + 273 = 288\ K$

$T_2 = 42\ °C + 273 = 315\ K$

Condiciones 1	Condiciones 2	Conocido	Predicción
$T_1 = 288$ K	$T_2 = 315$ K	*T* aumenta	
$V_1 = 5{,}40$ l	$V_2 = ?$		*V* aumenta

Paso 2 **Reorganizar la ecuación del gas para calcular el parámetro desconocido.** En este problema queremos conocer el volumen final (V_2) cuando la temperatura aumenta. Empleando la Ley de Charles, podemos despejar V_2 multiplicando ambos lados de la ecuación por T_2.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\frac{V_1}{T_1} \times T_2 = \frac{V_2}{T_2} \times T_2$$

$$V_2 = V_1 \times \frac{T_2}{T_1}$$

Paso 3 **Sustituir los valores conocidos en la ecuación del gas para calcular el dato desconocido.** En la tabla vemos cómo la temperatura ha aumentado, y dado que la temperatura está directamente relacionada con el volumen, este también debería aumentar. Cuando sustituimos los valores en la ecuación obtenida anteriormente, vemos que la proporción de temperaturas (factor temperatura) es mayor que 1, lo que hace que el volumen aumente, según se había previsto.

$$V_2 = 5{,}40\ \text{l} \times \frac{315\ \text{K}}{288\ \text{K}} = 5{,}91\ \text{l}$$

El factor temperatura hace que el volumen aumente

¡AHORA TÚ!

Un escalador inspira 486 ml de aire a una temperatura de −8 °C. ¿Qué volumen en ml ocupará el aire en los pulmones del escalador si su temperatura corporal es de 37 °C?

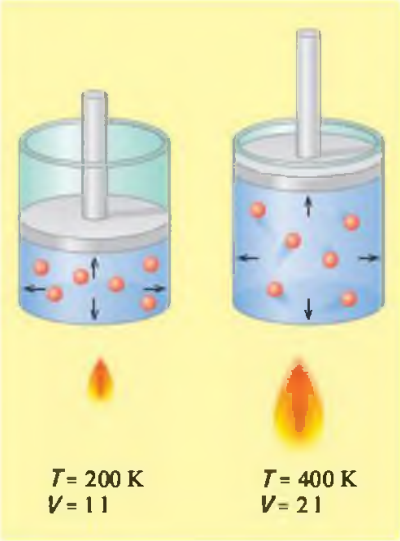


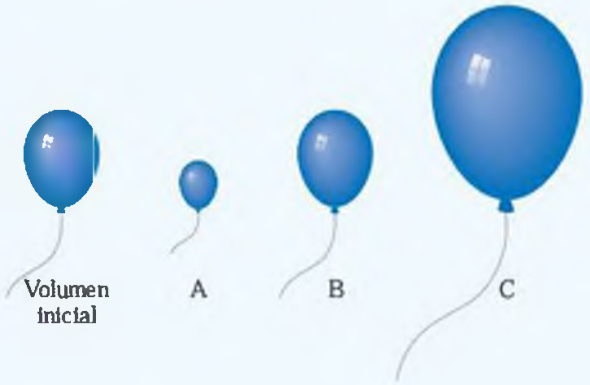
FIGURA 6.5 Ley de Charles: la temperatura Kelvin de un gas está directamente relacionada con el volumen del gas cuando no hay cambios de presión. Cuando la temperatura aumenta, las moléculas se mueven más rápido, y el volumen aumenta para mantener la presión constante.

P Si la temperatura de un gas desciende a presión constante, ¿cómo cambiará el volumen?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Temperatura y volumen (Ley de Charles)

6.23 Elige el diagrama correcto para el volumen de un globo cuando se hacen los siguientes cambios a presión constante:



a. La temperatura cambia de 100 K a 300 K.
b. El globo se introduce en el congelador.
c. El globo se calienta y después se le deja volver a su temperatura inicial.

6.24 Indica si el volumen final de un gas en cada una de las siguientes situaciones es el mismo, mayor o menor que el volumen inicial:

a. Los pulmones inhalan 505 ml de aire en un día frío de invierno en el que la temperatura es de 5 °C, mientras que la temperatura corporal es de 37 °C.
b. El calefactor que se emplea para calentar 1400 l de aire en un globo de aire caliente se apaga.
c. Un globo se llena de helio en un parque de atracciones y se deja en el interior del coche en un día de verano.

6.25 Inicialmente una muestra de neón tiene un volumen de 2,50 l a 15 °C. ¿Cuál es la temperatura en °C cuando el volumen de la muestra cambia a cada uno de los siguientes volúmenes, manteniéndose la presión constante?
a. 5,00 l **b.** 1250 ml **c.** 7,50 l **d.** 3550 ml

6.26 Un gas tiene un volumen de 4,00 l a 0 °C. ¿Qué temperatura final, en grados Celsius, es necesaria para que el volumen del gas cambie a los siguientes volúmenes, considerando que P y n se mantienen constantes?
a. 100 l **b.** 1200 ml **c.** 250 ml **d.** 50,0 ml

6.27 Un globo contiene 2500 ml de gas helio a 75 °C. ¿Cuál es el nuevo volumen (ml) del gas, considerando que P y n se mantienen constantes, cuando la temperatura varía a los siguientes valores?
a. 55 °C **b.** 680 K **c.** −25 °C **d.** 240 K

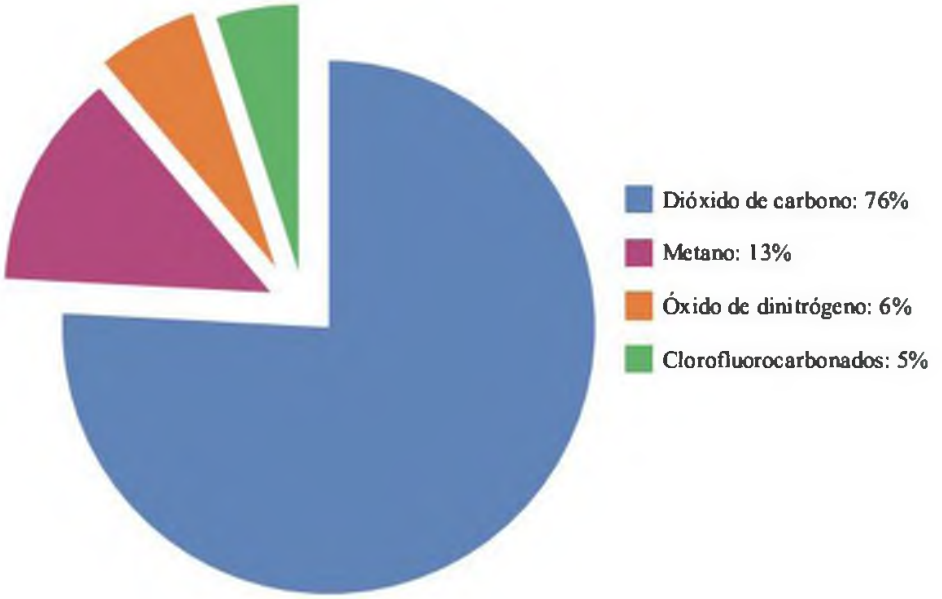
6.28 Una burbuja de aire tiene un volumen de 0,500 l a 18 °C. Si la presión no cambia, ¿cuál es el volumen en litros a cada una de las siguientes temperaturas?
a. 0 °C **b.** 425 K **c.** −12 °C **d.** 575 K

Química verde

Gases con efecto invernadero

El término *gases con efecto invernadero* se empleó por primera vez al comienzo del siglo XIX para designar los gases que en la atmósfera atrapaban calor. Entre los *gases con efecto invernadero* se encuentran el dióxido de carbono (CO_2), el metano (CH_4), el óxido de dinitrógeno (N_2O) y los compuestos clorofluorocarbonados (CFCs). Los gases con efecto invernadero son moléculas de más de 2 átomos que vibran al absorber calor. Por el contrario, el oxígeno o el nitrógeno no son gases con efecto invernadero porque los 2 átomos de sus moléculas se encuentran tan fuertemente unidos que no absorben calor.

Porcentaje de gases con efecto invernadero en la atmósfera



Los gases con efecto invernadero resultan útiles a la hora de mantener la temperatura de la Tierra en torno a los 15 °C. Se ha estimado que sin la presencia de estos gases, la temperatura media de la superficie de la Tierra sería de −18 °C. La mayoría de los científicos sostiene que debido a las actividades humanas la concentración de gases con efecto invernadero en la atmósfera está creciendo, y por tanto, la temperatura de la superficie de la Tierra está aumentando. Como vimos en el capítulo 2, el incremento en el dióxido de carbono atmosférico se debe fundamentalmente a la quema de combustibles fósiles y madera.

El metano (CH_4) es un gas incoloro e inodoro que se genera por descomposición del material orgánico de las plantas en los vertederos, granjas y campos de arroz o en la extracción, procesado y transporte del carbón y el aceite. La contribución del ganado proviene de la digestión del material orgánico en el tracto digestivo de vacas, ovejas y camellos. Los niveles de metano en la atmósfera se han incrementado en un 150% desde la revolución industrial; en un año se emiten a la atmósfera 5×10^{11} kg de metano. El ganado produce alrededor de un 20% de los gases con efecto invernadero: una vaca genera en un día alrededor de 200 g de metano, y el total del conjunto de los animales criados por el ser humano —1,5 billones— produce 3×10^{8} kg de metano al día. Durante los últimos años, los niveles de metano se han estabilizado gracias a las mejoras en su recuperación. El metano permanece en la atmósfera cerca de diez años, pero su estructura molecular atrapa veinte veces más calor que el dióxido de carbono.

El óxido de dinitrógeno (N_2O), denominado también óxido nitroso, es un gas de efecto invernadero incoloro de olor dulce. La mayoría de la gente lo reconoce como el anestésico empleado por los dentistas y denominado «gas de la risa». Aunque algunas bacterias terrestres generan óxido de dinitrógeno, sus principales fuentes son la agricultura y los procesos industriales. El óxido de dinitrógeno ha aumentado en un 15% desde la revolución industrial, debido al uso generalizado de fertilizantes, la construcción de plantas industriales y las emisiones de los tubos de escape de los coches. Cada año son emitidos a la atmósfera 1×10^{10} kg de óxido de dinitrógeno, que permanecen en ella unos 150-180 años, con un efecto invernadero 300 veces superior al del dióxido de carbono.

Los gases clorofluorados (CFC) son compuestos sintéticos que contienen cloro, flúor y carbono. Los clorofluorocarbonados se usaban como propelentes en aerosoles y como refrigerantes en frigoríficos y aires acondicionados, pero en los años 70 los científicos constataron que los CFC en la atmósfera estaban destruyendo la capa protectora de ozono, y desde entonces muchos países han prohibido la producción y el uso de CFC, con lo que sus niveles en la atmósfera han descendido ligeramente. Actualmente se emplean como refrigerantes los hidrofluorocarbonos (HFC), en los que átomos de hidrógeno sustituyen a los de cloro. Aunque los HFC no destruyen la capa de ozono, son gases con efecto invernadero, ya que atrapan el calor en la atmósfera.

De acuerdo con las tendencias actuales y los modelos climatológicos, los científicos calculan que el nivel del dióxido de carbono atmosférico se incrementará en un 2% anual hasta 2025. Mientras los gases con efecto invernadero sigan atrapando cada vez más calor y devolviéndolo al espacio, la temperatura media de la Tierra seguirá subiendo. Por ello, se están realizando importantes esfuerzos mundiales para, poco a poco, ir disminuyendo las emisiones de los gases con efecto invernadero a la atmósfera. La temperatura de la Tierra se estabilizará solo cuando la energía que alcanza la superficie de la Tierra sea igual al calor que se devuelve al espacio.

En 2007, el ex vicepresidente de EE. UU., Al Gore, junto con el *Panel on Climate Change* de la Naciones Unidas, recibieron el Premio Nobel de la Paz por su labor informativa sobre las actividades humanas y el calentamiento global.

6.5 TEMPERATURA Y PRESIÓN (LEY DE GAY-LUSSAC)

EL OBJETIVO ES...

emplear la relación existente entre temperatura y presión (Ley de Gay-Lussac) para calcular la nueva temperatura o presión de una determinada cantidad de gas a volumen constante.

Si observamos las moléculas de un gas a medida que aumenta la temperatura, veremos cómo estas se mueven más rápido y golpean las paredes del recipiente en el que se encuentran más a menudo y con más fuerza. Si se mantiene constante el volumen del recipiente, se observa un aumento de la presión. La relación entre la temperatura y la presión es lo que se conoce como **Ley de Gay-Lussac**, que establece que la presión de un gas es directamente proporcional a su temperatura Kelvin. Es decir, un aumento de temperatura hace que aumente la presión, mientras que un descenso de la temperatura provoca un descenso de la presión, siempre y cuando el volumen y el número de moles del gas se mantengan constantes (fig. 6.6). La relación presión *(P) vs* temperatura *(T)* se mantiene en todas las condiciones siempre y cuanto el volumen *(V)* y la cantidad de gas *(n)* no varíen.

Ley de Gay-Lussac

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$ Sin cambio en el número de moles y el volumen

Todas las temperaturas empleadas en los cálculos con las leyes de los gases se deben convertir a las correspondientes temperaturas Kelvin (K).

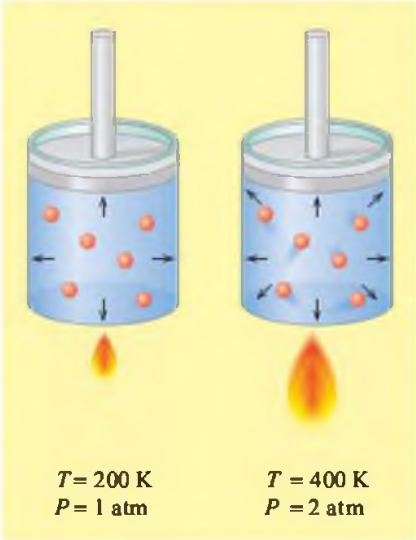


FIGURA 6.6 Ley de Gay-Lussac: la presión de un gas es directamente proporcional a la temperatura del gas. Cuando la temperatura Kelvin de un gas se duplica, la presión es también doble, siempre que se mantenga el volumen constante.

P ¿Cómo afecta un descenso de la temperatura a la presión de un gas si su volumen se mantiene constante?

EJERCICIO RESUELTO 6.7

Cálculo de la presión cuando la temperatura cambia

Los aerosoles pueden ser peligrosos si se calientan, ya que existe un riesgo importante de explosión. Por ejemplo, si un bote de laca que tiene una presión de 4,0 atm a temperatura ambiente (25 °C) se lanza al fuego de una chimenea, y la temperatura asciende hasta 402 °C en el del interior del bote, ¿cuál será la presión? El bote podría explotar si la presión supera las 8,0 atm. ¿qué crees que va a suceder?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Organizar los datos en una tabla.** En primer lugar hay que convertir los datos de temperatura a la escala Kelvin.

$T_1 = 25\ °C + 273 = 298\ K$

$T_2 = 402\ °C + 273 = 675\ K$

Condiciones 1	Condiciones 2	Conocido	Predicción
$P_1 = 4{,}0$ atm	$P_2 = ?$		P aumenta
$T_1 = 298$ K	$T_2 = 675$ K	T aumenta	

Paso 2 **Reorganizar la ecuación del gas para el parámetro desconocido.** A partir de la Ley de Gay-Lussac, podemos despejar P_2.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$\frac{P_1}{T_1} \times T_2 = \frac{P_2}{T_2} \times T_2$$

$$P_2 = P_1 \times \frac{T_2}{T_1}$$

Paso 3 **Sustituir los valores conocidos en la ecuación del gas para calcular la incógnita.** En la tabla vemos como la temperatura ha aumentado; dado que la tem-

peratura y la presión están directamente relacionadas, la presión debería aumentar también. Cuando sustituimos los valores correspondientes, vemos que la relación de temperaturas (factor temperatura) es superior a 1, lo que significa que la presión aumenta.

$$P_2 = 4{,}0 \text{ atm} \times \frac{675 \text{ K}}{289 \text{ K}} = 9{,}1 \text{ atm}$$

El factor temperatura hace que la presión aumente

La presión calculada es de 9,1 atmósferas, superior a 8,0 atm, por lo que el bote de laca explotará.

¡AHORA TÚ!

En una zona de almacenamiento donde la temperatura alcanza los 55 °C, la presión del gas oxígeno en un contenedor de aluminio de 15,0 l es de 965 torr. ¿A qué temperatura (° C) se debería enfriar para reducir la presión hasta los 850 torr?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Temperatura y presión (Ley de Gay-Lussac)

6.29 ¿Por qué los aerosoles pueden explotar si se calientan?

6.30 ¿Cómo es posible que reviente el neumático de un coche en una carretera de firme caliente que atraviesa un desierto?

6.31 Calcula la nueva temperatura en grados Celsius cuando se produce un cambio de presión con *n* y *V* constantes en:

a. Una muestra de xenón a 25 °C y 740 mmHg que se enfría hasta alcanzar una presión de 620 mmHg.

b. Un tanque de gas argón con una presión de 0,950 atm a –18 °C que se calienta a una presión de 1250 torr.

6.32 Calcula la nueva temperatura en grados Celsius cuando se produce un cambio de presión con *n* y *V* constantes en:

a. Un tanque de gas helio con una presión de 250 torr a 0 °C, que se calienta hasta alcanzar una presión de 1500 torr.

b. Una muestra de aire a 40 °C y 740 mmHg, que se enfría hasta alcanzar una presión de 680 mmHg.

6.33 Calcula la nueva presión en cada uno de los siguientes casos, considerando que *n* y *V* se mantienen constantes:

a. Un gas con una presión de 1200 torr a 155 °C, que se enfría a 0 °C.

b. Un bote de aerosol con una presión de 1,40 atm a 12 °C, que se calienta a 35 °C.

6.34 Calcula la nueva presión en cada uno de los siguientes casos, considerando que *n* y *V* se mantienen constantes:

a. Un gas con una presión de 1,20 atm a 75 °C, que se enfría a –32 °C.

b. Una muestra de N_2 con una presión de 780 mmHg a –75 °C, que se calienta a 28 °C.

Profesiones con química

Anestesista

El anestesista Mark Noguchi, del Kaiser Hospital, nos explica cómo durante una operación trabaja en colaboración con el cirujano para que el paciente no sienta dolor alguno. «Al paciente se le puede suministrar anestesia espinal, epidural o general. En este último caso, el paciente está completamente dormido. Empleamos una gran variedad de agentes farmacéuticos, como el halotano ($C_2HBrClF_3$) y la bupivacaína ($C_{18}H_{28}N_2O$), además de relajantes musculares, como el midazolam ($C_{18}H_{13}ClFN_3$), que nos ayudan a alcanzar los resultados necesarios para la intervención quirúrgica. Además, observamos con cuidado el *status* hemodinámico del paciente. Si pierde sangre, podemos reemplazar componentes como el plasma, las plaquetas o los factores de coagulación. También monitorizamos las pulsaciones del corazón y registramos un electrocardiograma (ECG) para vigilar la función cardiaca».

6.6 LEY DE COMBINACIÓN DE LOS GASES

EL OBJETIVO ES...

emplear la ley de combinación de los gases para encontrar la nueva presión, volumen o temperatura de un gas cuando se produce un cambio en dos de estas propiedades.

Todas las relaciones entre presión, volumen y temperatura que hemos visto hasta ahora se pueden agrupar en lo que se conoce como la **ley de combinación de los gases**. Esta expresión resulta especialmente adecuada para estudiar el efecto de los cambios de dos de estas variables en una tercera, siempre y cuando se mantenga constante la cantidad de gas (número de moles).

Ley de combinación de los gases

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$ Sin cambios en el número de moles

Mediante el empleo de la ley de combinación de los gases podemos deducir cualquiera de las leyes de los gases omitiendo aquellas propiedades que no varíen, tal y como muestra la tabla 6.4.

TABLA 6.4 Resumen de las leyes de los gases

Ley de combinación de los gases	Propiedad que se mantiene constante	Relación matemática	Nombre de la ley del gas
$\frac{P_1V_1}{\cancel{T_1}} = \frac{P_2V_2}{\cancel{T_2}}$	T, n	$P_1V_1 = P_2V_2$	Ley de Boyle
$\frac{\cancel{P_1}V_1}{\cancel{T_1}} = \frac{\cancel{P_2}V_2}{\cancel{T_2}}$	P, n	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	Ley de Charles
$\frac{P_1\cancel{V_1}}{\cancel{T_1}} = \frac{P_2\cancel{V_2}}{\cancel{T_2}}$	V, n	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$	Ley de Gay-Lussac

EJERCICIO RESUELTO 6.8

Emplear la ley de combinación de los gases

El tanque de aire de un submarinista expulsa una burbuja de 25,0 ml a una presión de 4,00 atm y una temperatura de 11 °C. ¿Cuál es el volumen de la burbuja cuando alcanza la superficie del océano, donde la presión es de 1,00 atm y la temperatura de 18 °C?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Organizar los datos en una tabla.** En primer lugar hay que convertir las temperaturas a la escala Kelvin.

$$T_1 = 11\ °C + 273 = 284\ K$$
$$T_2 = 18\ °C + 273 = 291\ K$$

Condiciones 1	Condiciones 2
$P_1 = 4{,}00$ atm	$P_2 = 1{,}00$ atm
$V_1 = 25{,}0$ ml	$V_2 = ?$
$T_1 = 284$ K	$T_2 = 291$ K

Paso 2 **Reorganizar la ecuación del gas para el parámetro desconocido.** Tanto presión como volumen cambian, por lo que tenemos que emplear la ecuación de los gases combinados para despejar V_2.

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

$$\frac{P_1V_1}{T_1} \times \frac{T_2}{P_2} = \frac{\cancel{P_2}V_2 \times \cancel{T_2}}{\cancel{T_2} \times \cancel{P_2}}$$

$$V_2 = V_1 \times \frac{P_1}{P_2} \times \frac{T_2}{T_1}$$

Paso 3 **Sustituir los valores conocidos en la ecuación del gas para calcular el dato desconocido.** En los valores de la tabla vemos cómo la presión desciende y la temperatura se incrementa; ambas variaciones hacen que el volumen aumente.

$$V_2 = 25{,}0\ \text{ml} \times \frac{4{,}00\ \cancel{\text{atm}}}{1{,}00\ \cancel{\text{atm}}} \times \frac{291\ \cancel{\text{K}}}{284\ \cancel{\text{K}}} = 102\ \text{ml}$$

El factor presión hace que el volumen aumente

El factor temperatura hace que el volumen aumente

¡AHORA TÚ!

Un globo sonda se rellena con 15,0 l de helio a una temperatura de 25 °C y una presión de 685 mmHg. ¿Cuál es la presión (mmHg) del helio dentro del globo en la parte superior de la atmósfera, donde la temperatura es de –35 °C y el volumen que pasa a ocupar el globo es de 34,0 l?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Ley de combinación de los gases

6.35 Una muestra de gas helio ocupa un volumen de 6,50 l a una presión de 845 mmHg y a una temperatura de 25 °C. ¿Cuál es la presión del gas, en atmósferas, cuando el volumen y la temperatura de la muestra de gas cambian a los siguientes valores?

a. 1850 ml y 325 K **b.** 2,25 l y 12 °C
c. 12,8 l y 47 °C

6.36 Una muestra de gas argón tiene un volumen de 735 ml a una presión de 1,20 atm y una temperatura de 112 °C. ¿Cuál es el volumen del gas en mililitros cuando la presión y la temperatura de la muestra de gas cambian a los siguientes valores?

a. 658 mmHg y 281 K **b.** 0,55 atm y 75 °C
c. 15,4 atm y –15 °C

6.37 Una burbuja de 100,0 ml con gases calientes que escapan de un volcán a 225 °C tiene una presión de 1,80 atm. ¿Cuál es el nuevo volumen de la burbuja fuera del volcán, cuando la temperatura es de –25 °C y la presión de 0,80 atm?

6.38 Un submarinista que está a 12,19 metros por debajo de la superficie del océano respira 50,0 ml de aire comprimido de su bombona de buceo, que se encuentra a una presión de 3,00 atm y una temperatura de 8 °C. ¿Cuál es la presión del aire en sus pulmones, si el gas se expande a 150,0 ml y la temperatura corporal es de 37 °C?

EL OBJETIVO ES...

describir la relación entre cantidad y volumen de un gas y emplear esta relación en diferentes cálculos.

6.7 VOLUMEN Y MOLES (LEY DE AVOGADRO)

En las leyes de los gases que hemos estudiado hasta ahora, hemos observado cambios en las propiedades de los gases para una cantidad de gas *(n)* determinada y constante. En este apartado vamos a estudiar cómo cambian las propiedades de un gas cuando hay un cambio en el número de moles o de gramos.

Cuando se infla un globo se produce un aumento de su volumen, ya que se incrementa el número de moléculas de aire en su interior. Por el mismo razonamiento, cuando se pincha un balón su volumen disminuye. La **Ley de Avogadro** establece que, cuando la temperatura y la presión no cambian, el volumen de un gas está directamente relacionado con su número de moles. Si el número de moles de un gas se duplica, el volumen será también el doble mientras no cambien ni la presión ni la temperatura (fig. 6.7). Para dos situaciones diferentes podemos expresar la Ley de Avogadro del siguiente modo:

Ley de Avogadro

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Sin cambio de presión o temperatura

EJERCICIO RESUELTO 6.9

Cálculo del volumen cuando varía el número de moles

Un globo sonda con un volumen de 44 l se llena con 2,0 moles de helio. ¿A qué volumen se expandirá el globo si se añaden 3,0 moles de helio, hasta alcanzar un total de 5,0 moles? Ten en cuenta que ni la presión ni la temperatura cambian.

SOLUCIÓN

Paso 1 **Organizar los datos en una tabla.** Podemos organizar en una tabla la información de la que disponemos del siguiente modo:

Condiciones 1	Condiciones 2	Conocido	Predicción
$V_1 = 44$ l	$V_2 = ?$		V aumenta
$n_1 = 2{,}0$ moles	$n_2 = 5{,}0$ moles	n aumenta	

Paso 2 **Reorganizar la ecuación del gas para el parámetro desconocido.** Con ayuda de la Ley de Avogadro podemos despejar V_2:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

$$n_2 \times \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{\cancel{n_2}} \times \cancel{n_2}$$

$$V_2 = V_1 \times \frac{n_2}{n_1}$$

Paso 3 **Sustituir los valores conocidos en la ecuación del gas para calcular el dato desconocido.** En la tabla observamos cómo aumenta el número de moles. Dado que el número de moles y el volumen están directamente relacionados, el volumen debería aumentar si se mantienen constantes presión y temperatura. Cuando se sustituyen los valores en la ecuación, observamos que la proporción de moles (factor molar) es superior a 1, lo que hace que aumente el volumen.

$$V_2 = 44\ \text{l} \times \frac{5{,}0\ \cancel{\text{moles}}}{2{,}0\ \cancel{\text{moles}}} = 110\ \text{l}$$

El factor molar hace que aumente el volumen

¡AHORA TÚ!

Una muestra contiene 8,0 g de gas oxígeno en un volumen de 5,00 l. ¿Cuál será el volumen después de que se añadan 4,00 g a la muestra si la temperatura y la presión no cambian?

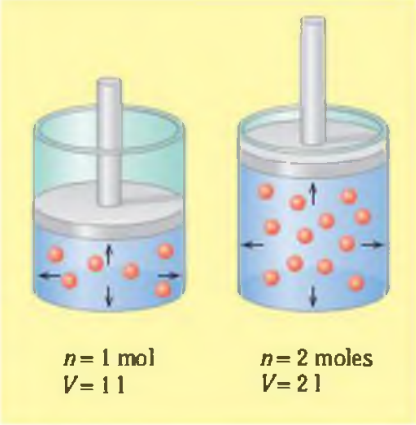


FIGURA 6.7 Ley de Avogadro: el volumen de un gas está directamente relacionado con el número de moles de este gas. Si el número de moles se duplica, el volumen debe ser el doble, siempre y cuando la temperatura y la presión se mantengan constantes.
P Si pinchamos un globo, ¿qué pasará con su volumen?

CNPT y volumen molar

Teniendo en cuenta la Ley de Avogadro, podemos decir que 2 gases que ocupan un volumen equivalente deben de contener el mismo número de moles en idénticas condiciones de temperatura y presión. Para facilitar la comparación entre distintos gases, los científicos han definido unas condiciones normales de presión y temperatura **(CNPT),** que son la temperatura de 273 K y la presión de 1 atm.

Condiciones normales de presión y temperatura (CNPT)

La temperatura estándar es 0 °C (273 K)

La presión estándar es 1 atm (760 mmHg)

En las CNPT se ha observado que 1 mol de cualquier gas tiene un volumen de 22,4 l (fig. 6.8). A un mol de cualquier gas en las CNPT se lo denomina **volumen molar.**

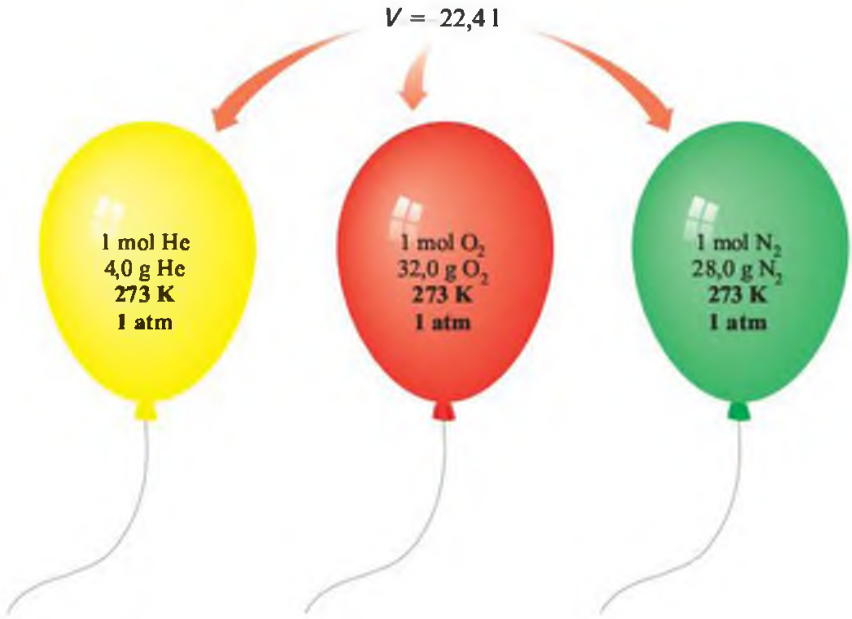


FIGURA 6.8 La Ley de Avogadro indica que un 1 mol de cualquier gas en CNPT tiene un volumen de 22,4 l.

P ¿Qué volumen de gas ocupan 16,0 g de metano (CH_4) en CNPT?

Cuando un gas se encuentra en CNPT (0 °C y 1 atm), su volumen molar se puede emplear como un factor de conversión entre el número de moles de un gas y su volumen.

Factores de conversión con el volumen molar

El volumen de 1 mol de gas (CNPT) = 22,4 l de gas

$$\frac{1 \text{ mol de gas (CNPT)}}{22{,}4 \text{ l de gas}} = \frac{22{,}4 \text{ l de gas}}{1 \text{ mol de gas (CNPT)}}$$

Moles de gas ← Volumen molar (22,4 l/mol) → Volumen (l) del gas

Guía para el empleo del volumen molar

1. Identificar los datos que se conocen y la incógnita.
2. Plantear el problema.
3. Escribir los factores de conversión empleando la relación 22,4 l/mol en CNPT.
4. Resolver el problema incorporando el factor de conversión para cancelar unidades.

EJERCICIO RESUELTO 6.10

Empleo del volumen molar

¿Cuántos moles de helio hay en 5,25 l de helio en CNPT?

SOLUCIÓN

El volumen molar de un gas en CNPT se puede emplear para calcular los moles de helio.

Paso 1 **Dato** 5,25 l de helio en CNPT **Incógnita** moles de helio

Paso 2 **Método** litros de He → Volumen molar → moles de He

Paso 3 **Equivalencia/factores de conversión.**

1 mol de He (CNPT) = 22,4 l de He

$$\frac{22{,}4 \text{ l He}}{1 \text{ mol He}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mol He}}{22{,}4 \text{ l He}}$$

Paso 4 **Resolución del problema.** Incluyendo el factor de conversión para cancelar unidades.

$$5{,}25 \text{ l He} \times \frac{1 \text{ mol He}}{22{,}4 \text{ l He}} = 0{,}234 \text{ mol de He (en CNPT)}$$

¡AHORA TÚ!

¿Cuántos moles de nitrógeno (N_2) hay en 5,6 l del gas en CNPT?

EJERCICIO RESUELTO 6.11

Empleo del volumen molar para el cálculo de volúmenes en CNPT

¿Cuál es el volumen en litros de 64,0 g de O_2 en CNPT?

SOLUCIÓN

Una vez convertida la masa de O_2 en moles de O_2, se puede utilizar el volumen molar de un gas en CNPT para calcular el volumen de O_2 en litros.

Paso 1 **Dato** 64,0 g de O_2 *(g)* en CNPT **Incógnita** volumen en litros (l)

Paso 2 **Método**

gramos de O_2 → Masa molar → moles de O_2 → Volumen molar → litros de O_2

Paso 3 **Escribir los factores de conversión.**

1 mol de O_2 = 32,0 g de O_2

$$\frac{32{,}0 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mol } O_2}{32{,}0 \text{ g } O_2}$$

1 mol de O_2 (CNPT) = 22,4 l de O_2

$$\frac{22{,}4 \text{ l } O_2}{1 \text{ mol } O_2} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mol } O_2}{22{,}4 \text{ l } O_2}$$

Paso 4 **Resolver el problema con el factor de conversión para cancelar unidades.**

$$64{,}0 \text{ g } O_2 \times \frac{1 \text{ mol } O_2}{32{,}0 \text{ g } O_2} \times \frac{22{,}4 \text{ l } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 44{,}8 \text{ l de } O_2 \text{ (CNPT)}$$

¡AHORA TÚ!

¿Cuántos gramos de N_2 *(g)* hay en 5,6 l de N_2 *(g)* en CNPT?

Gases en reacciones que transcurren en CNPT

Se puede emplear el volumen molar en CNPT para calcular los moles de gas en una reacción. Una vez que se conocen los moles de gas en la reacción, podemos utilizar un factor molar para calcular los moles de cualquier otra sustancia.

EJERCICIO RESUELTO 6.12

Gases en reacciones químicas en CNPT

Cuando el potasio metálico reacciona con el gas cloro el producto es cloruro potásico.

$$2K(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2KCl(s)$$

¿Cuántos gramos de cloruro potásico se generan cuando 7,25 l de gas cloro reaccionan con potasio en CNPT?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Calcular los moles del gas A empleando el volumen molar.** En CNPT podemos utilizar el volumen molar (22,4 l/mol) para calcular los moles de gas Cl_2.

$$7{,}25 \text{ l } Cl_2 \times \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{22{,}4 \text{ l } Cl_2} = 0{,}324 \text{ moles de } Cl_2$$

Paso 2 **Determinar los moles de la sustancia B utilizando el factor de conversión mol a mol de la ecuación ajustada.**

1 mol de Cl_2 = 2 moles de KCl

$$\frac{2 \text{ moles KCl}}{1 \text{ mol } Cl_2} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{2 \text{ moles KCl}}$$

Guía para utilizar el volumen molar en reacciones

1. Calcular los moles del gas A utilizando el volumen molar.
2. Determinar los moles de la sustancia B mediante el factor de conversión mol a mol.
3. Convertir los moles de la sustancia B a gramos o volumen.

$$0{,}324 \text{ moles } Cl_2 \times \frac{2 \text{ moles KCl}}{1 \text{ mol } Cl_2} = 0{,}648 \text{ moles de KCl}$$

Paso 3 **Convertir los moles de la sustancia B en gramos o volumen.** A partir de la masa molar de KCl podemos determinar los gramos de KCl.

1 mol de KCl = 74,6 g de KCl

$$\frac{1 \text{ mol KCl}}{74{,}6 \text{ g KCl}} \quad \text{y} \quad \frac{74{,}6 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}}$$

$$0{,}648 \text{ moles KCl} \times \frac{74{,}6 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 48{,}3 \text{ g de KCl}$$

Estas operaciones también se pueden expresar de modo continuo:

$$7{,}25 \text{ l } Cl_2 \times \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{22{,}4 \text{ l } Cl_2} \times \frac{2 \text{ moles KCl}}{1 \text{ mol } Cl_2} \times \frac{74{,}6 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 48{,}3 \text{ g de KCl}$$

¡AHORA TÚ!

Cuando el metal zinc reacciona con HCl acuoso, genera H_2 gaseoso.

$$Zn(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$$

¿Cuántos litros de gas H_2 se producen cuando 15,8 g de Zn reaccionan con KCl en CNPT?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Volumen y moles (Ley de Avogadro)

6.39 ¿Qué le sucede al volumen de la rueda de una bicicleta o de un balón cuando se usa un inflador para añadir más aire?

6.40 Cuando inflamos un globo y lo soltamos antes de cerrarlo, vuela rápidamente alrededor de la habitación. ¿Qué sucede con el aire en el interior del globo y con su volumen?

6.41 Una muestra contiene 1,50 moles de gas neón en un volumen de 8,00 l. Calcula el nuevo volumen del gas en litros cuando, manteniendo constantes temperatura y presión, se dan los siguientes cambios en la cantidad del gas:
- **a.** Se produce la pérdida de la mitad del gas.
- **b.** Se añade una muestra de 25,0 g de neón al gas que ya está en el recipiente.
- **c.** Se añade una muestra de 3,50 moles de O_2 al gas neón que ya está en el recipiente.

6.42 Una muestra que contiene 4,80 g de gas O_2 ocupa un volumen de 15,0 l. La presión y la temperatura permanecen constantes.
- **a.** ¿Cuál será el volumen si añadimos 0,500 moles de gas O_2?
- **b.** Se elimina oxígeno hasta que el volumen es de 10,0 l. ¿Cuántos moles de O_2 se han perdido?
- **c.** Calcula el volumen tras la adición de 4,00 g de He al gas O_2 que tenemos en el recipiente.

6.43 Emplea el volumen molar para resolver las siguientes cuestiones considerando CNPT.
- **a.** El número de moles de O_2 en 44,8 l de gas O_2.
- **b.** El número de moles de CO_2 en 4,00 l de CO_2 gas.
- **c.** El volumen (en litros) de 6,40 g de O_2.
- **d.** El volumen ocupado por 50,0 g de neón (ml).

6.44 Emplea el volumen molar para resolver las siguientes cuestiones considerando CNPT:
- **a.** El volumen (en litros) ocupado por 2,50 moles de N_2.
- **b.** El volumen (ml) ocupado por 0,420 moles de He.
- **c.** El número de gramos de neón contenidos en 11,2 l de gas Ne.
- **d.** El número de moles de H_2 en 1620 ml de H_2 gas.

6.45 El metal Mg reacciona con HCl para producir hidrógeno gaseoso.

$$Mg(s) + 2HCL(aq) \longrightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$$

¿Qué volumen de H_2 se obtiene cuando reaccionan 8,25 g de Mg en CNPT?

6.46 El óxido de aluminio se obtiene a partir de sus elementos:

$$4Al(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Al_2O_3(s)$$

¿Cuántos gramos de Al reaccionarán con 12,0 l de O_2 en CNPT?

EL OBJETIVO ES...

emplear las presiones parciales para calcular la presión total de una mezcla de gases.

6.8 PRESIONES PARCIALES (LEY DE DALTON)

Muchos gases son en realidad una mezcla de diferentes gases. Por ejemplo, el aire que respiramos es principalmente una mezcla de los gases oxígeno y nitrógeno. En una mezcla de gases, los científicos han comprobado que todas las partículas gaseosas se comportan del mismo modo; por lo tanto, la presión total de los gases de la mezcla es el resultado de las colisiones de todas las partículas de los gases con independencia del tipo de gas del que se trate.

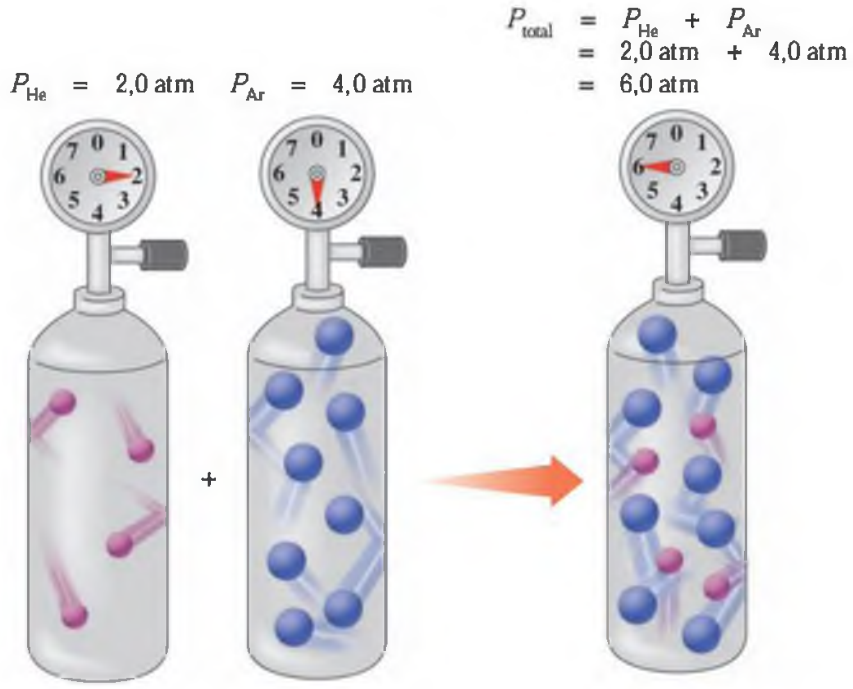
En una mezcla de gases, cada gas ejerce una **presión parcial**, que es la presión que ejercería si fuera el único gas en el recipiente. La **Ley de Dalton** establece que la presión total de una mezcla de gases es la suma de las presiones parciales de los gases de la mezcla.

Ley de Dalton

$$P_{total} = P_1 + P_2 + P_3 + \ldots$$

Presión total de la mezcla de gases = Suma de las presiones parciales de los gases de la mezcla

Tenemos 2 tanques separados, uno lleno de helio a 2,0 atm y otro de argón a 4,0 atm. Cuando los gases se combinan en un único tanque con el mismo volumen y temperatura, será el número de moléculas de gas y no el tipo de gas lo que determine la presión en el recipiente. Así, la presión en el interior del recipiente será de 6,0 atm, que es la suma de las presiones individuales o parciales de los gases.



EJERCICIO RESUELTO 6.13

Cálculo de la presión total de una mezcla de gases

Un tanque de gas de 10,0 l tiene gas propano (C_3H_8) a una presión de 300 torr, mientras que otro tanque de gas almacena gas metano (CH_4) a una presión de 500 torr. Cuando se prepara una mezcla de combustible gaseoso, ambos gases se combinan en un contenedor de 10,0 l, manteniéndose la temperatura constante. ¿Cuál es la presión en la mezcla de gases de este contenedor de 10,0 l?

SOLUCIÓN

Según la Ley de Dalton de las presiones parciales, la presión total de la mezcla de gases es la suma de las presiones parciales de los gases de la mezcla.

$$P_{total} = P_{propano} + P_{metano}$$
$$= 300 \text{ torr} + 500 \text{ torr}$$
$$= 800 \text{ torr}$$

TABLA 6.5 Composición estándar del aire

Gas	Presión parcial (mmHg)	Porcentaje (%)
Nitrógeno, N_2	594,0	78
Oxígeno, O_2	160,0	21
Dióxido de carbono, CO_2	0,3	1
Vapor de agua, H_2O	5,7	
Total de aire	760,0	100

Por tanto, cuando tanto el propano como el metano se combinan en el contenedor de 10 l, la presión total de la mezcla es de 800 torr.

¡AHORA TÚ!

Una mezcla gaseosa está formada por helio con una presión parcial de 315 mmHg, nitrógeno con una presión parcial de 204 mmHg y argón con una presión parcial de 422 mmHg. ¿Cuál es la presión total en atmósferas?

El aire es una mezcla de gases

El aire que respiramos es una mezcla de gases. Lo que denominamos presión atmosférica es en realidad la suma de las presiones parciales de los gases del aire. En la tabla 6.5 se recogen las presiones parciales de los gases del aire en un día corriente.

EJERCICIO RESUELTO 6.14

Presión parcial de un gas dentro de una mezcla

Se prepara una mezcla de oxígeno y helio para un submarinista que descenderá 60 metros por debajo de la superficie del océano. A esa profundidad, el submarinista respira una mezcla de gases con una presión total de 7,0 atm. Si la presión parcial del oxígeno en el tanque a esa profundidad es de 1140 mmHg, ¿cuál es la presión parcial del helio en atm?

SOLUCIÓN

A partir de la Ley de Dalton de las presiones parciales, se sabe que la presión total es igual a la suma de las presiones parciales:

$$P_{total} = P_{O_2} + P_{He}$$

Para deducir la presión parcial del helio (P_{He}) la ecuación se reorganiza del siguiente modo:

$$P_{He} = P_{total} - P_{O_2}$$

Las unidades de la presión del oxígeno se convierten a atm.

$$P_{O_2} = 1140\ \cancel{\text{mmHg}} \times \frac{1\ \text{atm}}{760\ \cancel{\text{mmHg}}} = 1{,}50\ \text{atm}$$

Finalmente, se despeja este valor en la ecuación deducida anteriormente para calcular la presión parcial del He.

$$P_{He} = 7{,}0\ \text{atm} - 1{,}5\ \text{atm}$$
$$= 5{,}5\ \text{atm}$$

Por tanto, en la mezcla de gases que respira el submarinista la presión parcial del helio es de 5,5 atm.

¡AHORA TÚ!

Un anestésico consiste en una mezcla de gas ciclopropano, C_3H_6, y de gas oxígeno, O_2. Si la mezcla tiene una presión total de 825 torr y la presión parcial del ciclopropano es de 73 torr, ¿cuál es la presión parcial del oxígeno en el anestésico?

Química y salud

Los gases de la sangre

Nuestras células emplean continuamente oxígeno para producir dióxido de carbono. Ambos gases entran y salen de los pulmones por las membranas de los alveolos, que son pequeños sacos de aire en los extremos de las vías respiratorias en los pulmones. Se produce un intercambio de gases en el cual el oxígeno del aire entra en los pulmones y en el torrente sanguíneo, mientras que el dióxido de carbono producido por las células se transporta a los pulmones para ser expulsado. En la tabla 6.6 se recogen las presiones parciales de los gases que respiramos del aire (aire inhalado), del aire en los alveolos y del aire que expulsamos (aire exhalado).

Al nivel del mar, el oxígeno en los alveolos de los pulmones tiene una presión parcial de 100 mmHg. Dado que la presión parcial del oxígeno en la sangre venosa es de 40 mmHg, el oxígeno circula desde los alveolos al torrente sanguíneo. El oxígeno se combina con la hemoglobina y es transportado a los distintos tejidos del cuerpo, donde la presión parcial del oxígeno llega a ser bastante baja, menor de 30 mmHg. El oxígeno se difunde en la sangre, donde la presión parcial de O_2 es elevada, y pasa a los tejidos, donde la presión parcial de O_2 es baja.

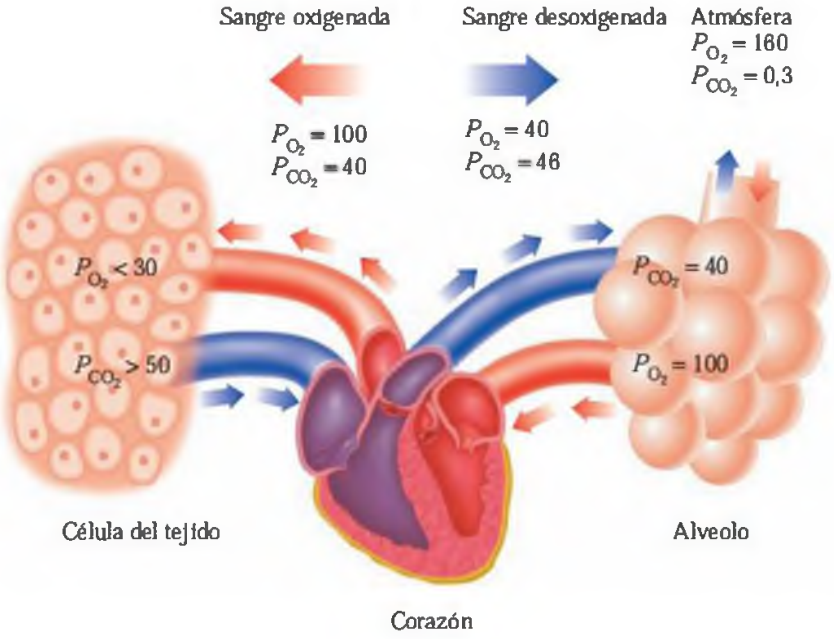
Las células de nuestro organismo emplean oxígeno durante los procesos metabólicos y producen dióxido de carbono, de manera que la presión parcial del CO_2 puede alcanzar valores tan elevados como 50 mmHg, o incluso superiores. El dióxido de carbono circula desde los distintos tejidos al torrente sanguíneo, que lo transporta a los pulmones. Una vez allí, pasa de la sangre —donde el CO_2 tiene una presión parcial de 46 mmHg— a los alveolos —donde el CO_2 está a 40 mmHg— y es expulsado del organismo. En la tabla 6.7 se recogen los valores de presión parcial de los gases de la sangre en los tejidos y en la sangre oxigenada y desoxigenada.

TABLA 6.6 Presiones parciales de los gases implicados en la respiración

Gas	Presión parcial (mmHg)		
	Aire respirado	Aire alveolar	Aire expulsado
Nitrógeno, N_2	594,0	573	569
Oxígeno, O_2	160,0	100	116
Dióxido de carbono, CO_2	0,3	40	28
Vapor de agua, H_2O	5,7	47	47
Total	760,0	760	760

TABLA 6.7 Presiones parciales de oxígeno y dióxido de carbono en sangre y tejidos

Gas	Presión parcial (mmHg)		
	Sangre oxigenada	Sangre desoxigenada	Tejidos
O_2	100	40	30 o menos
CO_2	40	46	50 o más



Química y salud

Cámaras hiperbáricas

A un paciente con quemaduras se le pueden tratar sus heridas e infecciones en una cámara hiperbárica, que es un aparato en el que se pueden obtener presiones 2 o 3 veces superiores a la presión atmosférica. Una mayor presión de oxígeno hace que aumente el nivel de oxígeno disuelto en la sangre y en los tejidos, donde este ataca a las infecciones bacterianas, ya que los niveles elevados de oxígeno son tóxicos para muchos tipos de bacterias. La cámara hiperbárica también puede ser empleada en cirugía para contrarrestar el envenenamiento por monóxido de carbono (CO) y para tratar algunos tipos de cáncer.

La sangre normalmente es capaz de disolver hasta un 95% de oxígeno, de manera que, si la presión parcial del oxígeno es de 2280 mmHg (3 atm), alrededor de 2200 mmHg de oxígeno pueden ser disueltos en la sangre y saturar los tejidos. En caso de envenenamiento por monóxido de carbono, este oxígeno puede reemplazar al monóxido de carbono unido a la hemoglobina.

Un paciente que es sometido a un tratamiento en una cámara hiperbárica también necesita un proceso de descompresión (reducción de presión), para que la concentración de oxígeno disuelto en sangre disminuya lentamente. Si la descompresión es muy rápida, el oxígeno disuelto en la sangre podría formar burbujas de gas en el sistema circulatorio.

Si los buceadores no siguen un proceso lento de descompresión, pueden llegar a sufrir una apoplejía causada por el cambio brusco de presión. Por debajo de la superficie del océano, los buceadores respiran aire a presiones elevadas. A esas presiones, el gas nitrógeno se disuelve en la sangre, pero si ascienden a la superficie demasiado rápido, el nitrógeno disuelto forma burbujas en la sangre que pueden producir coágulos sanguíneos, peligrosos para la vida. Las burbujas de gas también pueden formarse en las articulaciones y en los tejidos, causando bastante dolor. Un submarinista que presente síntomas de posible apoplejía debe ser instalado inmediatamente en una cámara de descompresión, donde primero se aumenta la presión para después ir disminuyéndola lentamente. El nitrógeno disuelto se difunde a través de los pulmones hasta que se alcanza la presión atmosférica.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Presiones parciales (Ley de Dalton)

6.47 Una muestra de aire habitual en los pulmones contiene oxígeno a 100 mmHg, nitrógeno a 573 mmHg, dióxido de carbono a 40 mmHg y vapor de agua a 47 mmHg. ¿Por qué estas presiones se denominan «presiones parciales»?

6.48 Supongamos que una mezcla de gases contiene helio y oxígeno. Si la presión parcial del helio es igual a la presión parcial del oxígeno, ¿qué se puede decir acerca del número de átomos de helio con respecto al número de moléculas de oxígeno? Justifica tu respuesta.

6.49 En una mezcla gaseosa, las presiones parciales son: nitrógeno, 425 torr; oxígeno, 115 torr y helio, 255 torr. ¿Cuál es la presión total (torr) ejercida por la mezcla de gases?

6.50 En una mezcla gaseosa, las presiones parciales son: argón, 415 mmHg; neón, 75 mmHg y nitrógeno, 125 mmHg. ¿Cuál es la presión total (atm) ejercida por la mezcla de gases?

6.51 Una mezcla de gases contiene oxígeno, nitrógeno y helio, que ejercen una presión total de 925 torr. Si las presiones parciales del oxígeno y el helio son 425 torr y 75 torr, respectivamente, ¿cuál es la presión parcial (torr) del nitrógeno en la mezcla?

6.52 Una mezcla de gases contiene oxígeno, nitrógeno y neón, que ejercen una presión total de 1,25 atm. Si se añade helio a la mezcla y aumenta la presión a 1,50 atm, ¿cuál es la presión parcial (atm) del helio?

6.53 En ciertas enfermedades pulmonares, como el enfisema, hay una disminución de la capacidad del oxígeno para disolverse en la sangre.

a. ¿Cómo cambiará la presión parcial del oxígeno en la sangre?

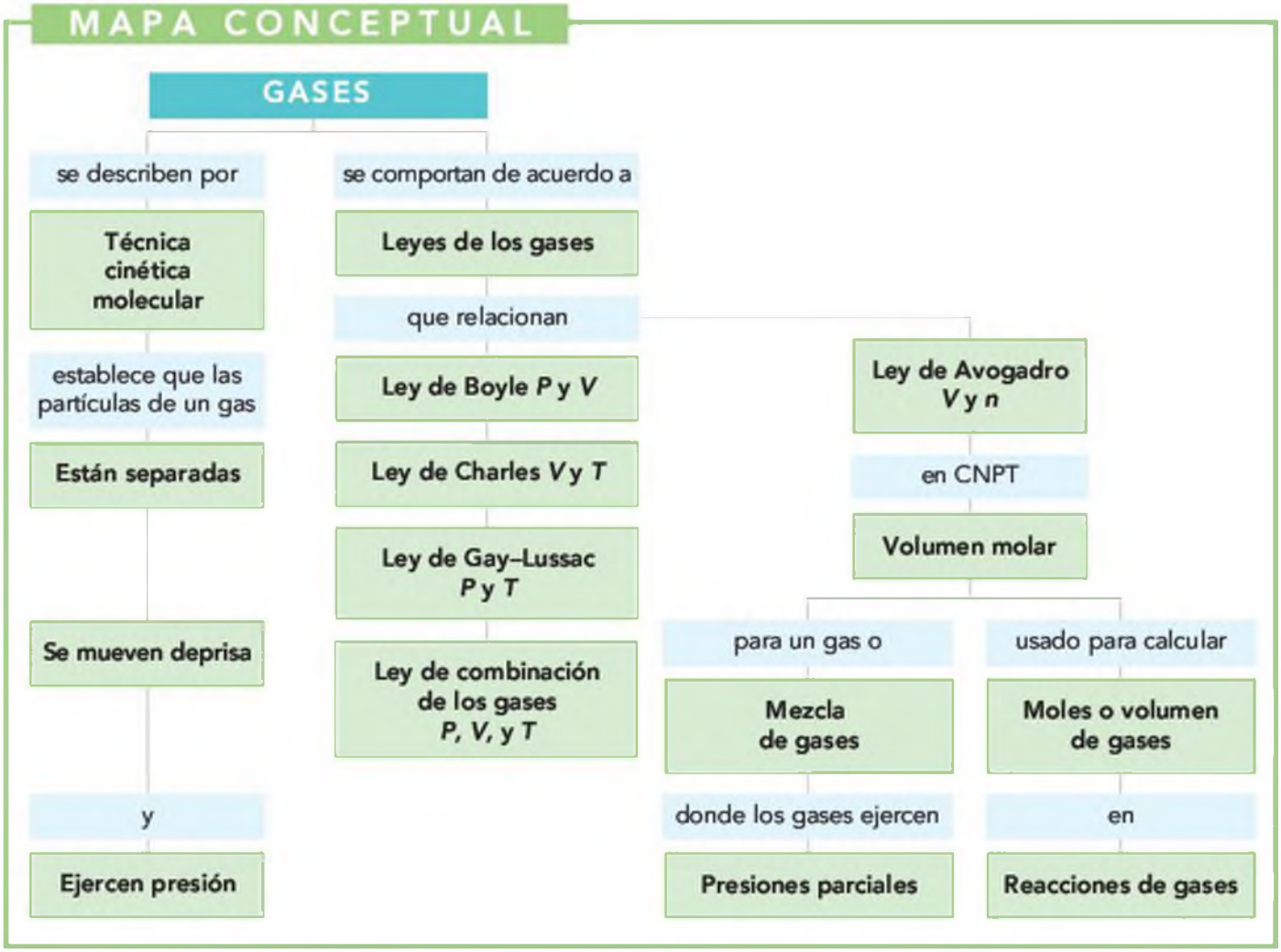
b. ¿Por qué una persona que sufre un enfisema debe en ocasiones usar un tanque de oxígeno portátil?

6.54 Un accidente en la cabeza puede afectar la capacidad de ventilación de una persona (control de la respiración), efecto que también producen algunas drogas.

a. ¿Qué puede suceder a las presiones parciales de oxígeno y dióxido de carbono si una persona no es capaz de ventilar correctamente?

b. Cuando una persona con un problema de hipoventilación se somete a ventilación asistida, se le suministra alternativamente una mezcla de aire a presiones por debajo y por encima de su presión pulmonar. ¿Cómo se consigue mediante este proceso introducir oxígeno en los pulmones y eliminar el dióxido de carbono?

MAPA CONCEPTUAL



¡DE UN VISTAZO!

6.1 Propiedades de los gases

El objetivo es... describir la teoría cinética molecular de los gases y las propiedades de los mismos.

En un gas, las partículas están tan alejadas y se mueven tan rápido que la atracción entre ellas puede ser despreciada. Un gas se describe por las propiedades físicas de presión *(P)*, volumen *(V)*, temperatura *(T)* en Kelvin (K) y número de moles *(n)*.

6.2 Presión de un gas

El objetivo es... conocer las unidades de medida de la presión y saber convertir unas unidades de medida en otras.

Un gas ejerce una presión que se corresponde con la fuerza de las partículas del gas al golpear las paredes del recipiente que las contiene. La presión de un gas se mide en unidades como torr, mmHg, atm o Pa.

6.3 Presión y volumen (Ley de Boyle)

El objetivo es... emplear la relación existente entre presión y volumen (Ley de Boyle) para calcular la nueva presión (o volumen) de una determinada cantidad de gas a temperatura constante.

El volumen de un gas *(V)* es inversamente proporcional a la presión *(P)* del gas si no hay cambios en la cantidad del gas o en su temperatura: $P_1 V_1 = P_2 V_2$. Esto se traduce en que la presión aumenta si el volumen disminuye, mientras que la presión desciende si el volumen aumenta.

6.4 Temperatura y volumen (Ley de Charles)

El objetivo es... emplear la relación existente entre temperatura y volumen (Ley de Charles) para calcular la nueva temperatura o volumen de una determinada cantidad de gas a presión constante.

El volumen de un gas *(V)* está directamente relacionado con la temperatura Kelvin *(T)* cuando no hay cambios en la cantidad y la presión de un gas.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Por lo tanto, si aumenta la temperatura, el volumen del gas aumenta; si la temperatura desciende, el volumen disminuye.

6.5 Temperatura y presión (Ley de Gay-Lussac)

El objetivo es... emplear la relación existente entre temperatura y presión (Ley de Gay-Lussac) para calcular la nueva temperatura o presión de una determinada cantidad de gas a volumen constante.

La presión de un gas *(P)* está directamente relacionada con la temperatura Kelvin *(T)*.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Dicho de otro modo, a medida que aumenta la temperatura, aumenta también la presión de un gas; o bien si desciende la temperatura, desciende la presión, siempre que la cantidad de gas y el volumen permanezcan constantes.

6.6 Ley de combinación de los gases

El objetivo es... emplear la ley de combinación de los gases para encontrar la nueva presión, volumen o temperatura de un gas cuando se produce un cambio en dos de estas propiedades.

Las leyes de los gases se combinan en una relación de presión *(P)*, volumen *(V)* y temperatura *(T)* para una cantidad constante de gas *(n)*.

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

Esta expresión se emplea para determinar el efecto de los cambios de dos de estas variables en una tercera.

6.7 Volumen y moles (Ley de Avogadro)

El objetivo es... describir la relación entre cantidad y volumen de un gas y emplear esta relación en diferentes cálculos.

El volumen de un gas *(V)* está directamente relacionado con el número de moles *(n)* del gas cuando la presión y la temperatura del gas no cambian.

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Si los moles de gas aumentan, también lo hace el volumen, y si los moles de gas disminuyen, el volumen desciende. A la temperatura (273 K) y presión (1 atm) estándar o normal, abreviadas como CNPT, un mol de cualquier gas tiene un volumen de 22,4 l.

6.8 Presiones parciales (Ley de Dalton)

El objetivo es... emplear las presiones parciales para calcular la presión total de una mezcla de gases.

En una mezcla de 2 o más gases, la presión total es la suma de las presiones parciales de cada uno de los gases.

$$P_{total} = P_1 + P_2 + P_3 + \ldots$$

La presión parcial de un gas en una mezcla es la presión que ejercería si fuera el único gas del recipiente en el que se encuentra.

TÉRMINOS CLAVE

Atmósfera (atm) Presión ejercida por una columna de mercurio de 760 mm de altura.

CNPT Condiciones estándar o normales —0 °C (273 K) de temperatura y 1 atm de presión— empleadas para comparaciones entre gases.

Ley de Avogadro Ley de los gases que establece que el volumen de un gas está directamente relacionado con su número de moles cuando la presión y la temperatura no cambian.

Ley de Boyle Ley de los gases que establece que el volumen de un gas varía directamente con el cambio en la temperatura Kelvin, siempre y cuando la presión y el número de moles permanezcan constantes.

Ley de Charles Ley de los gases que establece que el volumen de un gas está directamente relacionado con la temperatura cuando no hay cambios en la presión o en la cantidad de gas.

Ley de combinación de los gases Relación que combina varias leyes de los gases y relaciona presión, volumen y temperatura cuando la cantidad de gas permanece constante.

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

Ley de Dalton Ley de los gases que establece que la presión total ejercida por una mezcla de gases en un recipiente es la suma de las presiones parciales que cada gas ejercería si estuviera solo.

Ley de Gay-Lussac Ley de los gases que establece que la presión de un gas está directamente relacionada con la temperatura del mismo, siempre y cuando el número de moles del gas y el volumen no varíen.

Presión Fuerza ejercida por las partículas de un gas cuando golpean las paredes del recipiente que las contiene.

Presión atmosférica Presión ejercida por la atmósfera.

Presión parcial Presión ejercida por un gas en una mezcla de gases.

Relación directa Correlación en la que 2 propiedades aumentan o descienden a la vez.

Relación inversa Correlación en la que 2 propiedades cambian en direcciones opuestas.

Teoría cinética molecular de los gases Modelo empleado para explicar el comportamiento de los gases.

Volumen molar Volumen de 22,4 l ocupado por 1 mol de gas en CNPT —a 0 °C (273 K) y 1 atm—.

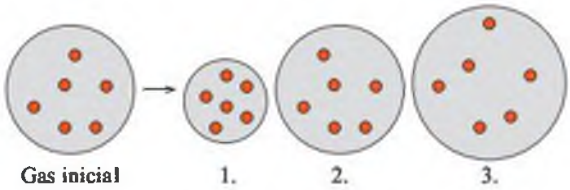
COMPRENDER LOS CONCEPTOS

6.55 A 100 °C, ¿cuál de los siguientes gases ejerce...?

a ¿Menor presión?

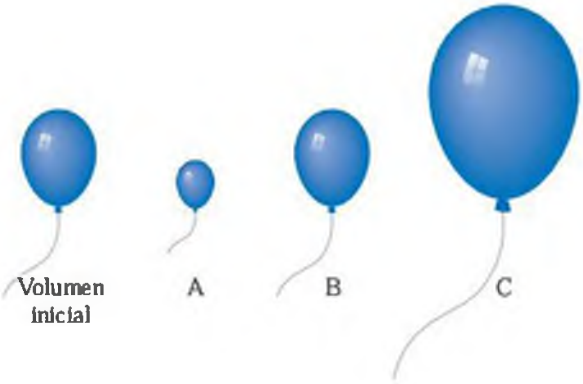
b ¿Mayor presión?

6.56 Indica qué diagrama representa el volumen de una muestra de gas en un contenedor flexible en el que ocurre cada uno de los siguientes cambios:



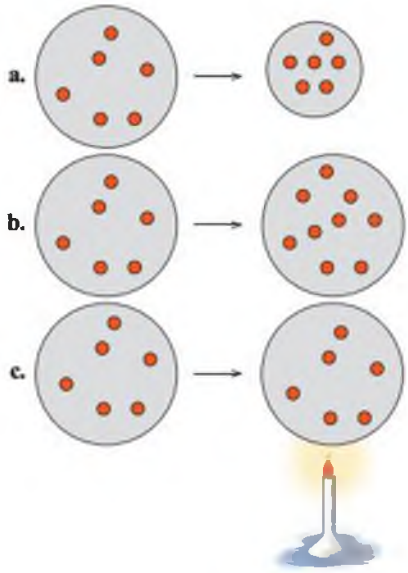
a. La temperatura aumenta a presión constante.
b. La temperatura desciende a presión constante.
c. La presión aumenta a temperatura constante.
d. La presión desciende a temperatura constante.
e. Aumentan al doble la presión y la temperatura Kelvin.

6.57 Un globo se llena con gas helio a una presión de 1,00 atm y gas neón a una presión de 0,50 atm. Para cada uno de los siguientes cambios en el globo, elige el diagrama (A, B o C) que representa el volumen final (o nuevo) del globo.



a. El globo se guarda en un congelador (P y n constantes)
b. Se deja volar al globo a una gran altitud, a la cual la presión es menor (n y T permanecen constantes).
c. Se elimina todo el neón (T permanece constante).
d. La temperatura Kelvin se duplica, y la mitad de los átomos del gas se escapan (P constante).
e. Se añaden 2,0 moles de gas O_2 a T y P constantes.

6.58 Indica si la presión aumenta, disminuye o permanece constante en cada una de las siguientes situaciones:



6.59 En un restaurante, un cliente se atraganta con un trozo de comida. Para evitar el ahogamiento se deben colocar rápidamente los brazos alrededor de su cintura y usar el puño para empujar varias veces en dirección al tórax, acción que se conoce como maniobra de Heimlich.
a. ¿Cómo puede esta maniobra cambiar el volumen del tórax y de los pulmones?
b. ¿Por qué se logra que la persona expulse la comida por las vías respiratorias?

6.60 Un avión esta presurizado a 650 mmHg, que es la presión atmosférica en una estación de esquí a 3960 metros de altitud.
a. Si el aire contiene un 21% de oxígeno, ¿cuál es la presión parcial del oxígeno en el avión?
b. Si la presión parcial del oxígeno disminuye por debajo de 100 mmHg, los pasajeros se adormecen. En estos casos, las máscaras de oxígeno se liberan. ¿Cuál es la presión total en la cabina cuando caen las máscaras de oxígeno?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS ADICIONALES

6.61 En 1783, Jacques Charles elevó su primer globo lleno de gas hidrógeno porque era más ligero que el aire. Si el globo tenía un volumen de 31 000 l, ¿cuántos gramos de hidrógeno serían necesarios para llenar el globo en CNPT?

6.62 En el problema 6.61, el globo alcanzó una altitud de 1000 m, altura a la que la presión era de 658 mmHg y la temperatura de –8 °C. ¿Cuál era el volumen del globo en litros en estas condiciones?

6.63 Un extintor tiene una presión de 10 atm a 25 °C, ¿cuál es la presión en atmósferas si se emplea el extintor a una temperatura de 75 °C?

6.64 Un globo sonda tiene un volumen de 750 l cuando se llena con helio a 8 °C y una presión de 380 torr. ¿Cuál será el nuevo volumen del globo si la presión es de 0,20 atm y la temperatura –45 °C?

6.65 Una muestra de gas hidrógeno (H_2) a 127 °C tiene una presión de 2,00 atm. ¿A qué temperatura (ºC) descenderá a 0,25 atm la presión de H_2?

6.66 Una muestra que contiene nitrógeno (N_2) y helio tiene un volumen de 250 ml a 30 °C y una presión total de 745 mmHg.
a. Si la presión de helio es de 32 mmHg, ¿cuál es la presión parcial del nitrógeno?
b. ¿Cuál es el volumen de nitrógeno en CNPT?

6.67 Un globo sonda se llena parcialmente con helio para dejar que se expanda a elevadas altitudes. En CNPT, se rellena con helio suficiente para conseguir un volumen de 25,0 l. A una altitud de 30,0 Km y –35 °C, se expande a 2460 l. El aumento de volumen hace que estalle y un pequeño paracaídas devuelve el instrumento a la Tierra.
a. ¿Cuántos gramos de helio contenía el globo?
b. ¿Cuál era la presión en mmHg del helio en el interior del globo cuando estalló?

6.68 ¿Cuál es la presión total en mmHg de una mezcla de gases que contiene gas argón a 0,25 atm, gas helio a 350 mmHg y gas nitrógeno a 360 torr?

6.69 Una mezcla de gases contiene oxígeno y argón con presiones parciales de 0,60 atm y 425 mmHg. Si se añade nitrógeno a la muestra aumenta la presión a 1250 torr, ¿cuál es la presión parcial en torr del nitrógeno añadido?

6.70 Una mezcla de gases contiene helio y oxígeno con presiones parciales de 255 torr y 0,425 atm. ¿Cuál será la presión total de la mezcla en mmHg si se traslada a un contenedor con la mitad de volumen del original?

6.71 ¿Cuál es la densidad (g/l) del gas oxígeno en CNPT?

6.72 En una fiesta, un globo lleno de helio flota cerca de las luces y estalla. Explica este hecho.

6.73 Compara las presiones parciales de los siguientes gases respiratorios:

a. oxígeno en los pulmones y en la sangre hacia los alveolos
b. oxígeno en la sangre arterial y en la sangre venosa
c. dióxido de carbono en los tejidos y en la sangre arterial
d. dióxido de carbono en la sangre venosa y en los pulmones

6.74 Para cada unas de las comparaciones del ejercicio 6.73, describe la dirección de difusión de cada gas.

6.75 Cuando se calienta el carbonato de calcio, se descompone para formar óxido de calcio y gas dióxido de carbono.

$$CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

Si reaccionan 2,00 g de $CaCO_3$, ¿cuántos litros de gas CO_2 se producen en CNPT?

6.76 El magnesio reacciona con el oxígeno para formar óxido de magnesio. ¿Cuántos litros de gas oxígeno son necesarios para reaccionar completamente con 8,0 g de magnesio en CNPT?

$$2Mg(s) + O_2(g) \longrightarrow 2MgO(s)$$

6.77 Una nave espacial aterriza en una estación espacial en Marte. Las condiciones en el interior de la estación espacial están cuidadosamente controladas a 24 °C y una presión de 745 mmHg. Un globo con un volumen de 425 ml alcanza una cámara donde la temperatura es de −95 °C y la presión de 0,115 atm. ¿Cuál es el nuevo volumen del globo? Parte de que el globo tiene mucha elasticidad.

6.78 ¿Cuántos litros de gas H_2 se pueden producir en la siguiente reacción con 25,0 g de Zn en CNPT?

$$Zn(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$$

6.79 El óxido de aluminio se obtiene de sus elementos:

$$4Al + 3O_2(g) \longrightarrow 2Al_2O_3(s)$$

¿Qué volumen de O_2 se necesita para hacer reaccionar completamente 5,4 g de aluminio en CNPT?

6.80 La glucosa, $C_6H_{12}O_6$, se metaboliza en los sistemas vivos de acuerdo a la siguiente reacción:

$$C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g) \longrightarrow 6CO_2(g) + 6H_2O(l)$$

¿Cuántos gramos de agua se pueden producir cuando 12,5 l de O_2 reaccionan en CNPT?

¡ACEPTA EL RETO!

6.81 Dos matraces con el mismo volumen y a la misma temperatura contienen gases diferentes. Uno de ellos contiene 1,00 g de Ne, y el otro, 1,00 g de He. Indica razonadamente cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:

a. Ambos matraces contienen el mismo número de átomos.
b. Las presiones en los matraces son iguales.
c. El matraz que contiene helio tiene mayor presión que el que contiene neón.
d. La densidad de los gases es la misma.

6.82 En la fermentación de la glucosa (fabricación del vino), se producen 780 ml de gas CO_2 a 37 °C y 1,00 atm. ¿Cuál es el volumen del gas (en litros) cuando se mide a 22 °C y 675 mmHg?

6.83 Una muestra de gas tiene un volumen de 4250 ml a 15 °C y 745 mmHg. ¿Cuál es la nueva temperatura (°C) después de que la muestra se transfiera a un nuevo contenedor con un volumen de 2,50 l y una presión de 1,20 atm?

6.84 Un globo sonda tiene un volumen de 750 l cuando se llena con helio a 8 °C y una presión de 380 torr. ¿Cuál será el nuevo volumen del globo, cuando la presión es de 0,20 atm y la temperatura de −45 °C?

6.85 Un líquido se coloca en un matraz de 25,0 l. A 140 °C el líquido se evapora por completo y proporciona una presión de 0,900 atm. Considerando que el matraz puede aguantar presiones de hasta 1,30 atm, calcula la temperatura máxima a la que se puede calentar el gas sin que se rompa el matraz.

6.86 Imagina que estás llevando a cabo una investigación en el planeta X y te llevas allí tu balón favorito. La temperatura en el interior de la estación espacial en la que te encuentras se controla cuidadosamente a 24 °C con una presión de 755 mmHg. Tu balón, que tiene un volumen de 850 ml, se escapa de la cámara de aire y llega a la atmósfera del planeta X. Si la temperatura del planeta X es de −103 °C y la presión de 0,150 atm, ¿qué volumen ocupará tu balón si partimos de que es muy elástico y no estallará?

6.87 Cuando los sensores de un coche detectan una colisión, hacen que la azida sódica (NaN_3) reaccione generando gas nitrógeno, que llena el airbag en 0,03 segundos.

$$2\,NaN_3(s) \longrightarrow 2Na(s) + 3N_2(g)$$

¿Cuántos litros de N_2 se producen si el airbag contiene 132 g de NaN_3 en CNPT?

6.88 El dióxido de nitrógeno reacciona con agua para producir oxígeno y amoniaco.

$$4NO_2(g) + 6H_2O(g) \longrightarrow 7O_2(g) + 4NH_3(g)$$

¿Cuántos litros de oxígeno se producen cuando se hacen reaccionar $2,5 \times 10^{23}$ moléculas de dióxido de nitrógeno en CNPT?

6.89 Según vimos en el capítulo 1, un teragramo (Tg) es igual a 10^{12} g. En el año 2000, se emitieron 780 Tg de CO_2 resultantes de la generación de electricidad para su uso en los hogares de los EE. UU. Se estima que en el 2020 estas emisiones de CO_2 alcanzarán los 990 Tg:
a. Calcula los kilogramos de CO_2 emitidos en los años 2000 y 2020.
b. Calcula el número de moles de CO_2 emitidos en los años 2000 y 2020.
c. ¿Cuál será el incremento en megagramos para las emisiones de CO_2 entre los años 2000 y 2020?

6.90 Según vimos en el capítulo 1, un teragramo (Tg) es igual a 10^{12} g. En el 2000, las emisiones de CO_2 de los combustibles empleados en transportes en EE. UU. fueron de 1990 Tg. En 2020, se estima que estas emisiones de CO_2 alcanzarán los 2760 Tg.
a. Calcula los kilogramos de CO_2 emitidos en los años 2000 y 2020.
b. Calcula el número de moles de CO_2 emitidos en los años 2000 y 2020.
c. ¿Cuál será el incremento en megagramos para las emisiones de CO_2 entre los años 2000 y 2020?

RESPUESTAS

Respuestas de *¡Ahora tú!*

6.1 Las moléculas del gas que extienden el olor de la comida se mueven alrededor de la casa hasta que llegan a la habitación en la que nos encontramos.

6.2 La masa en gramos proporciona la cantidad de gas.

6.3 0,862 atm

6.4 250 torr

6.5 50,0 ml

6.6 569 ml

6.7 16 °C

6.8 241 mmHg

6.9 7,50 l

6.10 0,25 moles de N_2

6.11 7,0 g de N_2

6.12 5,41 l de H_2

6.13 1,24 atm

6.14 752 torr

Respuestas de los *Ejercicios y problemas* seleccionados

6.1 **a.** A mayor temperatura, las partículas del gas tienen mayor energía cinética, lo que hace que se muevan más rápidamente.
b. Dado que hay mayor distancia de separación entre las partículas de un gas, se pueden empujar para que se agrupen, pero sigue tratándose de un gas.

6.3 **a.** temperatura
b. volumen
c. cantidad de gas
d. presión

6.5 Atmósferas (atm), mmHg, torr, lb/in^2, kPa

6.7 **a.** 1520 torr
b. 1520 mmHg

6.9 Cuando un submarinista asciende a la superficie, la presión exterior desciende. Si no expulsa el aire de los pulmones, su volumen podría aumentar dañándolos gravemente. La presión en los pulmones se debe ajustar a los cambios en la presión externa.

6.11 **a.** La presión es mayor en el cilindro A. De acuerdo con la Ley de Boyle, un descenso de volumen hace que las partículas del gas se aproximen, lo que provoca que aumente la presión interna.
b.

Propiedad	Condiciones 1	Condiciones 2	Conocido	Predicción
Presión *(P)*	650 mmHg	1,2 atm (910 mmHg)	*P* aumenta	
Volumen *(V)*	220 ml	160 ml		*V* desciende

6.13 **a.** La presión se duplica.
b. La presión desciende a un tercio de la presión inicial.
c. La presión es diez veces superior a su valor original.

6.15 **a.** 328 mmHg **b.** 2620 mmHg **c.** 4400 mmHg

6.17 **a.** 25 l **b.** 25 l **c.** 100 l

6.19 25 l

6.21 **a.** inspiración **b.** expiración **c.** inspiración

6.23 **a.** C **b.** A **c.** B

6.25 **a.** 303 °C **b.** −129 °C
c. 1800 ml **d.** 136 °C

6.27 **a.** 2400 ml **b.** 4900 ml
c. 1800 ml **d.** 1700 ml

6.29 Un aumento de temperatura produce un aumento de la presión en el interior del aerosol. Cuando la presión excede el límite, este explota.

6.31 **a.** −23 °C **b.** 168 °C

6.33 **a.** 770 torr **b.** 1,51 atm

6.35 **a.** 4,26 atm **b.** 3,07 atm **c.** 0,606 atm

6.37 110 ml

6.39 El volumen aumenta porque el número de partículas del gas ha aumentado.

6.41 **a.** 4,00 l **b.** 14,6 l **c.** 26,7 l

6.43 **a.** 2,00 moles de O_2 **b.** 0,179 moles de CO_2
c. 4,48 l **d.** 55 400 ml

6.45 7,60 l de H_2

6.47 En una mezcla de gases, la presión que cada gas ejerce como parte de la presión total se denomina presión parcial del gas. Como la muestra de aire es una mezcla de gases, la presión total es la suma de las presiones parciales de cada gas en la muestra.

6.49 765 torr

6.51 425 torr

6.53 **a.** La presión parcial del oxígeno será menor de lo normal.
b. Respirar una mayor concentración de oxígeno ayudará a aumentar la proporción de oxígeno en los pulmones y la sangre y aumentará la presión parcial del oxígeno en la sangre.

6.55 **a.** 2 **b.** 1

6.57 **a.** A **b.** C **c.** A **d.** B **e.** C

6.59 **a.** El volumen del tórax y los pulmones disminuye.
b. El descenso en el volumen aumenta la presión, que expulsa la comida de la tráquea.

6.61 $2,8 \times 10^3$ g de H_2

6.63 12 atm

6.65 –223 °C

6.67 **a.** 4,46 g de helio **b.** 6,73 mmHg

6.69 370 torr

6.71 1,43 g/l

6.73 **a.** La Po_2 es mayor en los pulmones y menor en la sangre que se dirige a los pulmones.
b. La Po_2 es mayor en la sangre arterial y menor en la sangre venosa.
c. La Po_2 es mayor en los tejidos y menor en la sangre arterial.
d. La Po_2 es mayor en la sangre venosa y menor en los pulmones.

6.75 44,8 l de CO_2

6.77 2170 ml

6.79 3,4 l de $O_2(g)$

6.81 **a.** Falso. El matraz que contiene gas helio tiene más átomos, porque un gramo de helio contiene más moles de helio, y por tanto más átomos que un gramo de neón.
b. Falso. Hay diferente número de moles de gas en el matraz, lo que significa que las presiones son diferentes.
c. Verdadero. Hay más moles de helio, lo que hace mayor la presión del helio que la del neón.
d. Verdadero. La densidad es la masa dividida por el volumen. Si los gases tienen la misma masa y el mismo volumen, tienen la misma densidad.

6.83 –66 °C

6.85 324 °C

6.87 68,2 l en CNPT

6.89 **a.** $7,8 \times 10^{11}$ kg de CO_2 (2000); $9,9 \times 10^{11}$ kg de CO_2 (2020)
b. $1,8 \times 10^{13}$ moles de CO_2 (2000); $2,3 \times 10^{13}$ moles de CO_2 (2020)
c. Un aumento de $2,1 \times 10^8$ Mg de CO_2

7 Disoluciones

EN ESTA UNIDAD...

7.1 Disoluciones

7.2 Electrolitos y no electrolitos

7.3 Solubilidad

7.4 Concentración en porcentaje

7.5 Molaridad y dilución

7.6 Disoluciones y reacciones químicas

7.7 Propiedades de las disoluciones

Josephine Firenze, enfermera del Kaiser Hospital, nos explica que «hay mucha química en el cuerpo humano, incluyendo la relacionada con el efecto de los medicamentos».

Por lo general, el cuerpo mantiene una homeostasis de fluidos y electrolitos. La alteración del equilibrio de los fluidos corporales puede provocar convulsiones, estados de coma e incluso la muerte. Para detener estas alteraciones y restablecer la homeostasis se deben suministrar al paciente fluidos terapéuticos por vía intravenosa. Ejemplos de estas disoluciones, que son compatibles con los demás fluidos corporales, son la disolución de glucosa al 5% o de suero salino al 0,9%. Mediante una bomba de perfusión se le administran al paciente los mililitros que necesita cada hora. Durante la terapia intravenosa se vigila la aparición síntomas de un posible exceso de fluidos en el paciente, como edema, hinchazón o, simplemente, una mayor entrada de líquidos que salida de estos.

the Chemistry place

Visita **www.chemplace.com** y encontrarás cuestiones adicionales, tutoriales interactivos, información profesional, diapositivas en PowerPoint para repasar el capítulo, ayuda para resolver las operaciones matemáticas y casos prácticos.

Podemos encontrar disoluciones en todas partes a nuestro alrededor. La mayoría de ellas están formadas por una sustancia disuelta en otra: el aire que respiramos, por ejemplo, es una disolución de oxígeno en nitrógeno, y el dióxido de carbono disuelto en agua forma las bebidas carbonatadas. Cuando preparamos disoluciones de café o de té, empleamos agua caliente para disolver ciertas sustancias presentes en los granos de café o en las hojas de té. El océano también es una disolución formada por muchas sales distintas, como el cloruro sódico, disueltas en agua. En un hospital, la tintura antiséptica de yodo es una disolución de yodo en alcohol.

Nuestros fluidos corporales están formados por agua y sustancias disueltas, como la glucosa y la urea, y también electrolitos, como K^+, Na^+, Cl^-, Mg^{2+}, HCO_3^- y HPO_4^{2-}. Es imprescindible mantener una cantidad adecuada de agua y de sustancias disueltas en nuestros fluidos corporales, ya que pequeñas variaciones en los niveles de electrolitos pueden alterar profundamente algunos procesos celulares y poner en peligro nuestra salud. Por ello, la medida de sus concentraciones es una valiosa herramienta diagnóstica.

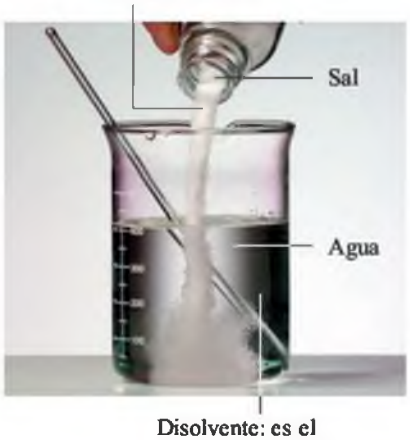
Mediante los procesos de ósmosis y de diálisis, el agua, algunos nutrientes esenciales y los productos de desecho penetran o abandonan las células del cuerpo. En la ósmosis, el agua fluye hacia dentro y fuera de las células, mientras que en la diálisis tanto el agua como pequeñas partículas disueltas se difunden a través de membranas semipermeables. Los riñones utilizan la ósmosis y la diálisis para regular la cantidad de agua y de electrolitos que excretamos.

EL OBJETIVO ES...

identificar el soluto y el disolvente de una disolución. Describir la formación de una disolución.

7.1 DISOLUCIONES

Una **disolución** es una mezcla homogénea en la que una sustancia, llamada **soluto**, está uniformemente dispersa en el seno de otra sustancia llamada **disolvente**. El disolvente y el soluto no reaccionan entre sí y se pueden mezclar en distintas proporciones. Una pequeña cantidad de sal disuelta en agua proporciona un sabor ligeramente salado; a medida que se disuelve más sal, el agua sabe cada vez más salada. Por lo general, el soluto (la sal en este caso) es la sustancia de la disolución presente en menor cantidad, mientras que el disolvente (agua en este caso) es el componente mayoritario. En una disolución, las partículas del soluto están dispersas uniformemente entre las moléculas del disolvente (fig. 7.1).



Tipos de disoluciones y de disolventes

Tanto los solutos como los disolventes pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos. La disolución que se forma tiene el mismo estado de agregación que el disolvente. Así, cuando se disuelven granos de azúcar en agua, la disolución de azúcar resultante es líquida. El agua de soda y los refrescos con burbujas se preparan disolviendo dióxido de carbono gaseoso en agua: el dióxido de carbono es el soluto y el agua es el disolvente. La tabla 7.1 recoge algunos solutos y disolventes y las disoluciones a las que dan lugar.

EJERCICIO RESUELTO 7.1

Identificación del soluto y del disolvente

Identifica el soluto y el disolvente de las siguientes disoluciones:

a. 15 g de azúcar disueltos en 100 ml de agua.

b. 75 ml de agua mezclados con 25 ml de alcohol isopropílico.

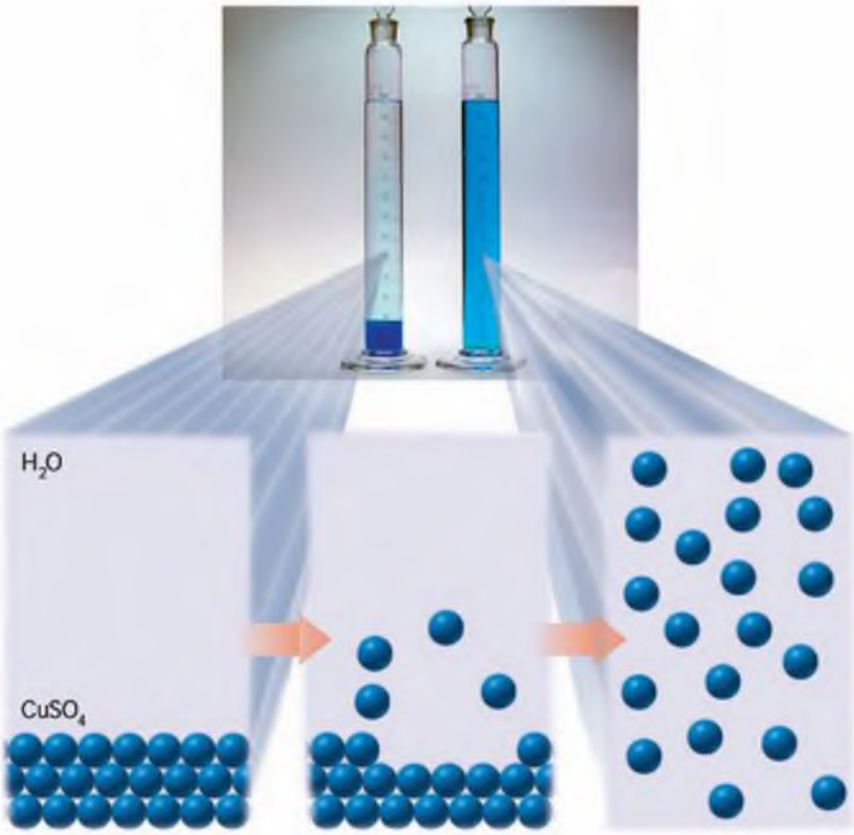


FIGURA 7.1 La disolución de sulfato de cobre(II) ($CuSO_4$) se forma cuando las partículas del soluto se disuelven, separándose de los cristales iniciales y dispersándose uniformemente entre las moléculas de disolvente (agua).

P ¿Qué indica la uniformidad del color azul sobre la disolución de $CuSO_4$?

SOLUCIÓN

a El azúcar —el componente minoritario— es el soluto, y el agua es el disolvente.

b El alcohol isopropílico es el componente minoritario, es el soluto. El agua es el disolvente.

¡AHORA TÚ!

Una tintura de yodo se prepara disolviendo 0,10 g de I_2 en 10,0 ml de alcohol etílico. ¿Qué componente es el soluto y cuál es el disolvente?

TABLA 7.1 Algunos ejemplos de disoluciones

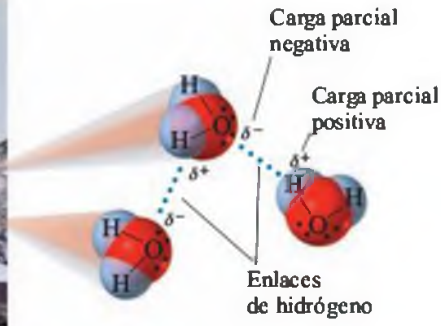
Tipo de disolución	Ejemplo	Soluto	Disolvente
Disoluciones gaseosas			
Gas en un gas	Aire	Oxígeno (gaseoso)	Nitrógeno (gaseoso)
Disoluciones líquidas			
Gas en un líquido	Agua de soda	Dióxido de carbono (gaseoso)	Agua (líquido)
	Amoniaco doméstico	Amoniaco (gaseoso)	Agua (líquido)
Líquido en un líquido	Vinagre	Ácido acético (líquido)	Agua (líquido)
Sólido en un líquido	Agua de mar	Cloruro sódico (sólido)	Agua (líquido)
	Tintura de yodo	Yodo (sólido)	Alcohol (líquido)
Disoluciones sólidas			
Líquido en un sólido	Amalgama dental	Mercurio (líquido)	Plata (sólido)
Sólido en un sólido	Bronce	Zinc (sólido)	Cobre (sólido)
	Acero	Carbono (sólido)	Hierro (sólido)

El agua como disolvente

El agua es uno de los disolventes más habituales en la naturaleza. En la molécula de H_2O, un átomo de oxígeno comparte electrones con dos átomos de hidrógeno y, como el átomo de oxígeno es mucho más electronegativo, los enlaces O-H son polares. Debido a los dos enlaces polares del agua, el oxígeno tiene una carga parcial negativa (δ^-) y el hidrógeno tiene una carga parcial positiva (δ^+). Esto, unido a su geometría, hace que la molécula de agua sea una *sustancia polar*.

Los **enlaces de hidrógeno** se establecen entre moléculas en las que un hidrógeno con carga parcial positiva es atraído por átomos fuertemente electronegativos de O, N o F de otras moléculas. En el agua se forman enlaces de hidrógeno, ya que el átomo de oxígeno de una molécula de agua es atraído por un átomo de hidrógeno de otra molécula de agua. En el diagrama, los enlaces de hidrógeno se representan mediante líneas discontinuas entre las moléculas de agua. A pesar de que los enlaces de hidrógeno son mucho más débiles que los enlaces iónicos o los covalentes, el elevado número de estos enlaces, que mantienen unidas las moléculas entre sí, hace que los enlaces de hidrógeno desempeñen un papel muy importante en las propiedades del agua y de otros compuestos biológicos como las proteínas, los carbohidratos o el ADN.

WEB TUTORIAL
Hydrogen Bonding



Formación de disoluciones

En los compuestos iónicos, como el cloruro de sodio (NaCl), los iones se mantienen unidos por enlaces iónicos. En el NaCl las atracciones se establecen entre iones Na^+, cargados positivamente, e iones Cl^-, con carga negativa. El agua es un buen disolvente de muchos compuestos iónicos, debido a que las moléculas de agua son polares. Cuando los cristales de NaCl se introducen en agua, las moléculas de agua colisionan con los iones de la superficie del cristal (fig. 7.2). El átomo de oxígeno con carga parcial negativa de una molécula de agua atrae los iones positivos Na^+ del cristal, mientras que los átomos de hidrógeno con carga parcial positiva atraen los iones negativos Cl^-. Las fuerzas atractivas entre varias moléculas de agua y los iones de la superficie del cristal proporcionan suficiente energía para la ruptura de los enlaces iónicos entre los iones Na^+ y Cl^- en el cristal de NaCl, y se produce su disolución. Tras la disolución, los iones Na^+ y Cl^- son rodeados por moléculas de agua, hidratándose. La **hidratación** de los iones disminuye su atracción por otros iones y ayuda a mantenerlos en disolución. En la ecuación que representa la disolución del NaCl, el NaCl sólido y el acuoso se relacionan mediante una flecha con la fórmula del H_2O encima, para indicar que el agua es necesaria para que se produzca la disolución, pero que no es un reactivo.

$$NaCl(s) \xrightarrow{H_2O} Na^+(aq) + Cl^-(aq)$$

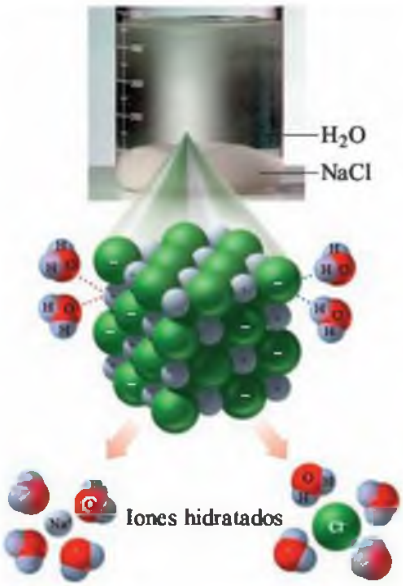


FIGURA 7.2 Los iones de la superficie de un cristal de NaCl se disuelven en agua al ser atraídos por las moléculas polares de agua, que los rodean hidratándolos.

P ¿Qué hace posible que los iones Na^+ y Cl^- permanezcan en disolución?

Semejante disuelve a semejante

Los gases forman disoluciones con otros gases, ya que sus partículas se mueven tan rápidamente que están lo suficientemente alejadas como para que las atracciones por otras partículas de gas no sean importantes. En cambio, para que los sólidos o los líquidos se disuelvan, debe haber una atracción entre las partículas del soluto y las del disolvente, de modo que ambas se mezclen entre sí. Si no existiese atracción entre el soluto y el disolvente, sus partículas no se mezclarían y no se formaría ninguna disolución.

Química y salud

El agua en el cuerpo

Aproximadamente el 60% del peso de un adulto normal es agua, mientras que en un niño el agua representa hasta el 75% de su peso. Cerca del 60% del agua corporal está a su vez contenida en las células como fluido intracelular, y el otro 40% lo constituye el fluido extracelular, que incluye el fluido intersticial de los tejidos y el plasma de la sangre.

24 horas

Ingesta de agua	
Líquido	1000 ml
Alimentos	1200 ml
Metabolismo	300 ml
Total	2500 ml

Pérdida de agua	
Orina	1500 ml
Sudor	300 ml
Respiración	600 ml
Heces	100 ml
Total	2500 ml

Los fluidos externos permiten el intercambio de nutrientes y de materiales de desecho entre las células y el sistema circulatorio.

El cuerpo pierde entre 1500 y 3000 ml de agua todos los días, fundamentalmente en forma de orina excretada por los riñones, sudor que se elimina por la piel y vapor de agua exhalado por los pulmones cuando respiramos. También se pierde agua por el tracto gastrointestinal. En un adulto, se considera que una deshidratación es grave cuando supone una pérdida de fluido corporal de un 10%, y una pérdida del 20% puede ser mortal. En un niño, la pérdida del 5-10% de los fluidos corporales ya implica una deshidratación severa.

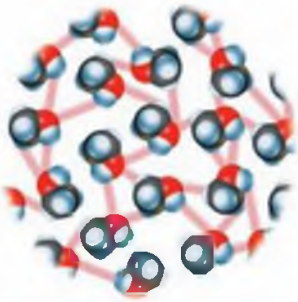
El agua que se pierde es continuamente reemplazada por los líquidos y alimentos que ingerimos en nuestra dieta y por los procesos metabólicos en los se produce agua en las células del cuerpo. La tabla 7.2 recoge el porcentaje en peso de agua de algunos alimentos.

TABLA 7.2 Porcentaje de agua de ciertos alimentos

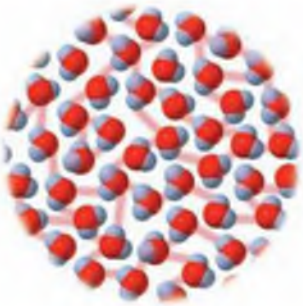
Alimento	Agua (% en peso)	Alimento	Agua (% en peso)
Vegetales		**Carne/pescado**	
Zanahoria	88	Pollo asado	71
Apio	94	Hamburguesa a la plancha	60
Pepino	96	Salmón	71
Tomate	94	**Cereales**	
Frutas		Bizcocho	34
Manzana	85	Pan francés	31
Plátano	76	*Noodles* cocidos	70
Melón	91	**Lácteos**	
Naranja	86	Queso fresco	78
Fresa	90	Leche entera	87
Sandía	93	Yogur	88

Una sal como el NaCl forma una disolución con el agua porque los iones Na^+ y Cl^- son atraídos por las partes negativas y positivas, respectivamente, de las moléculas de agua. Un compuesto covalente como el metanol, CH_3-OH, se disuelve en agua porque esta molécula tiene un grupo OH polar que forma enlaces de hidrógeno con el agua.

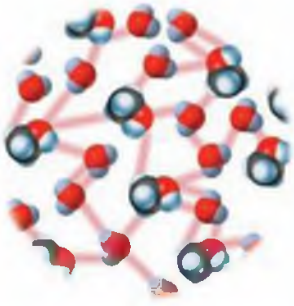
Sin embargo, los compuestos formados por moléculas no polares —como el yodo (I_2), el aceite o la grasa— no se disuelven en agua, porque esta es polar. Los solutos no polares se



Soluto: metanol (CH_3OH)



Disolvente: agua



Disolución metanol-agua; vemos los enlaces de hidrógeno

Investiga tu entorno

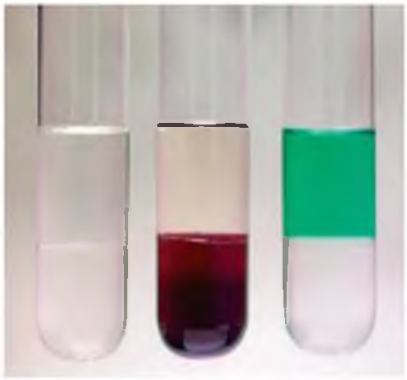
Semejante disuelve a semejante

Mezcla una pequeña cantidad de las siguientes sustancias:

a. agua y aceite
b. agua y vinagre
c. sal y agua
d. azúcar y agua
e. sal y aceite

PREGUNTAS

1. ¿Qué sustancias han formado una disolución?
2. ¿Por qué ciertas sustancias han formado una disolución y otras no?



(a) (b) (c)

FIGURA 7.3 Semejante disuelve a semejante. **(a)** El tubo de ensayo contiene una fase superior de agua (polar) y una fase inferior de CH_2Cl_2 (no polar). **(b)** El I_2, soluto no polar, se disuelve en la fase no polar. **(c)** El $Ni(NO_3)_2$, soluto iónico, se disuelve en el agua.

P ¿En qué fase se disolvería el azúcar, una sustancia polar?

disuelven en disolventes no polares. La expresión «semejante disuelve a semejante» es un modo de decir que las polaridades del soluto y del disolvente deben ser similares para que se forme una disolución. La figura 7.3 recoge la formación de algunas disoluciones polares y no polares.

EJERCICIO RESUELTO 7.2

Solutos polares y no polares

Indica si las siguientes sustancias se disuelven en agua. Justifica tu respuesta.

a. KCl
b. octano, C_8H_{18}, un componente de la gasolina
c. etanol, C_2H_5OH, un componente de los enjuagues bucales

SOLUCIÓN

a. Sí, el KCl es un compuesto iónico.
b. No, el C_8H_{18} es una sustancia no polar.
c. Sí, el C_2H_5OH es una sustancia polar.

¡AHORA TÚ!

El aceite, que es una sustancia no polar, ¿se disuelve en hexano, que es un disolvente no polar?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Disoluciones

7.1 Identifica el soluto y el disolvente de las siguientes disoluciones:
a. 10,0 g de NaCl y 100,0 g de H_2O
b. 50,0 ml de etanol, C_2H_5OH *(l)* y 10,0 ml de H_2O
c. 0,20 l de O_2 y 0,80 l de N_2

7.2 Identifica el soluto y el disolvente de las siguientes disoluciones:
a. 50,0 g de plata y 4,0 g de mercurio
b. 100,0 ml de agua y 5,0 g de azúcar
c. 1,0 g de I_2 y 50,0 ml de alcohol

7.3 Describe la formación de una disolución acuosa de KI.

7.4 Describe la formación de una disolución acuosa de LiBr.

7.5 El agua es un disolvente polar, mientras que el CCl_4 es un disolvente no polar. ¿En cuál de ellos es más probable que se disuelvan los siguientes compuestos?
a. KCl, iónico **b.** I_2, no polar
c. azúcar, polar **d.** gasolina, no polar

7.6 El agua es un disolvente polar, mientras que el hexano es un disolvente no polar. ¿En cuál de ellos es más probable que se disuelvan los siguientes compuestos?
a. aceite vegetal, no polar **b.** benceno, no polar
c. $LiNO_3$, iónico **d.** Na_2SO_4, iónico

EL OBJETIVO ES...

clasificar los solutos como electrolitos o no electrolitos.

7.2 ELECTROLITOS Y NO ELECTROLITOS

Los solutos se pueden clasificar según su capacidad para conducir o no la corriente eléctrica. Cuando los solutos denominados **electrolitos** se disuelven en agua, se disocian en iones, que conducen la corriente eléctrica. En cambio, cuando los solutos que se llaman **no electrolitos** se disuelven en agua, no se disocian en iones, y por lo tanto sus disoluciones no conducen la corriente eléctrica.

Para estudiar una disolución, se puede utilizar un aparato formado por una batería y un par de electrodos conectados mediante cables a una bombilla. La bombilla lucirá cuando la electricidad pueda fluir a través de la disolución, lo cual solo sucede cuando los electrolitos proporcionan iones capaces de cerrar el circuito eléctrico.

Electrolitos fuertes

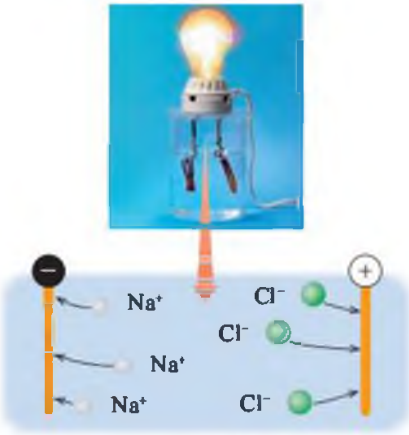
Un **electrolito fuerte** es un compuesto que cuando se disuelve en agua se disocia completamente en los iones que lo constituyen. Durante la *disociación* los iones se separan del sólido, formando una disolución que conduce la electricidad. Como ya hemos visto, en la ecuación que representa la disociación del NaCl en agua se escribe sobre la flecha la fórmula del H_2O, para mostrar

que se necesita el agua para la disociación. El empleo de una flecha sencilla entre los reactivos y los productos indica que el reactivo es un electrolito fuerte y que se disocia completamente.

$$NaCl\,(s) \xrightarrow{H_2O} Na^+\,(aq) + Cl^-\,(aq)$$

En la ecuación de la disociación de un compuesto en agua, las cargas eléctricas deben estar equilibradas. Por ejemplo, cuando el nitrato de magnesio se disocia, proporciona un ión magnesio por cada dos iones nitrato. Sin embargo, solo el enlace iónico entre el Mg^{2+} y el NO_3^- se rompe, mientras que los enlaces covalentes del ión poliatómico permanecen inalterados. La disociación del $Mg(NO_3)_2$ se formula por ello del siguiente modo:

$$Mg(NO_3)_2\,(s) \xrightarrow{H_2O} Mg^{2+}\,(aq) + 2NO_3^-\,(aq)$$

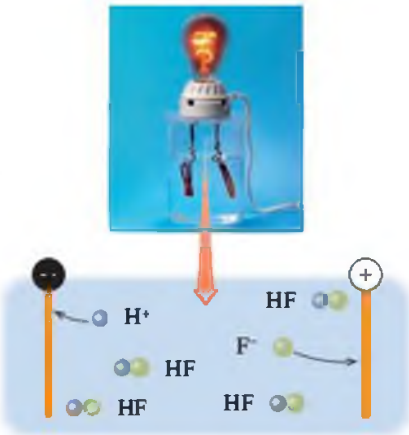


Electrolito fuerte

Electrolitos débiles

Un **electrolito débil** es un compuesto que cuando se disuelve en agua genera mayoritariamente moléculas, de las que solo una pequeña parte se disocia, dando lugar a un pequeño número de iones en la disolución. Por tanto, las disoluciones de los electrolitos débiles no conducen la corriente eléctrica tan bien como las disoluciones de los electrolitos fuertes. Por ejemplo, una disolución acuosa de HF, que es un electrolito débil, está formada fundamentalmente por moléculas de HF y solo contiene unos pocos iones H^+ y F^-. En la disolución, solo unas pocas moléculas de HF se disocian en iones, y, a medida que se forman más iones H^+ y F^-, estos se recombinan entre sí para generar nuevas moléculas de HF, tal y como indica la flecha inversa de la ecuación. Al final, la velocidad de formación de iones es igual a la velocidad con la que estos se recombinan, lo que se representa con las dos flechas colocadas entre los reactivos y los productos.

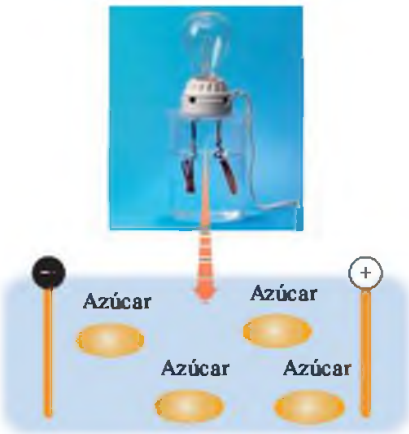
$$HF\,(aq) \underset{\text{Recombinación}}{\overset{\text{Disociación}}{\rightleftharpoons}} H^+\,(aq) + F^-\,(aq)$$



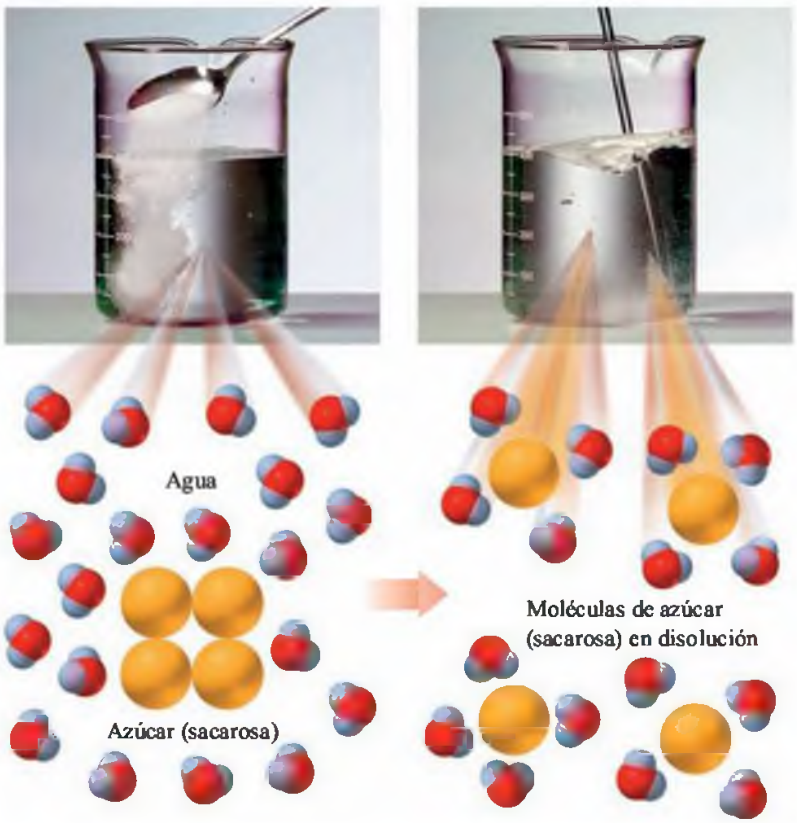
Electrolito débil

No electrolitos

Un no electrolito es un compuesto que se disuelve en agua liberando moléculas. Los no electrolitos no se disocian en iones, por lo que sus disoluciones no conducen la corriente eléctrica.



No electrolito



Por ejemplo, la sacarosa, que es un azúcar, es un no electrolito que se disuelve en agua liberando solamente moléculas.

$$C_{12}H_{22}O_{11}(s) \xrightarrow{H_2O} C_{12}H_{22}O_{11}(aq)$$

Sacarosa — Disolución de moléculas de sacarosa

En la tabla 7.3 se recoge la clasificación de los solutos en función de su comportamiento en disolución acuosa

TABLA 7.3 Clasificación de los solutos en disolución acuosa

Tipo de soluto	Grado de disociación	Contenido de la disolución	Disolución conductora	Ejemplos
Electrolito fuerte	Completo	Solo iones	Sí	Compuestos iónicos como el NaCl, KBr, $MgCl_2$, $NaNO_3$; bases como el NaOH, KOH; ácidos como el HCl, HBr, HNO_3, $HClO_4$, H_2SO_4
Electrolito débil	Parcial	Fundamentalmente moléculas y algunos iones	Sí, pero poco	HF, H_2O, NH_3, $HC_2H_3O_2$ (ácido acético)
No electrolito	Nulo	Exclusivamente moléculas	No	Compuestos con carbono, como el CH_3OH, C_2H_5OH, $C_{12}H_{22}O_{11}$, CH_4N_2O (urea)

Asistente de ortopedia

«En una época como esta, en la que existe escasez de médicos, me considero como un complemento de estos profesionales», nos cuenta Pushpinder Beasley, asistente de ortopedia en el Kaiser Hospital. «Dedicamos mucho tiempo al cuidado de nuestros pacientes. Por ejemplo, hoy he examinado la rodilla de una niña. Una de las lesiones más habituales en los niños es la rotura de los ligamentos de la rodilla, o de los tejidos blandos que la recubren. En este caso, hemos explorado los ligamentos anteriores, también llamados ACL, de la niña. Creo que una de las misiones más importantes de los profesionales de la salud es la de ganarse la confianza de los pacientes jóvenes».

Dentro de un equipo médico más amplio, los asistentes de ortopedia examinan a los pacientes, solicitan análisis, hacen diagnósticos y siguen la evolución de los pacientes, entre otras labores.

EJERCICIO RESUELTO 7.3

Disoluciones de electrolitos y de no electrolitos

Indica si las siguientes disoluciones contienen solo iones, solo moléculas o mayoritariamente moléculas y algunos iones

a. Na_2SO_4, un electrolito fuerte
b. CH_3OH, un no electrolito

SOLUCIÓN

a. Una disolución de Na_2SO_4 solo contiene iones Na^+ y SO_4^{2-}.
b. Un no electrolito como el CH_3OH se disuelve liberando solamente moléculas.

¡AHORA TÚ!

El ácido bórico, H_3BO_3, es un electrolito débil. Una disolución de ácido bórico ¿crees que contendrá solo iones, solo moléculas o mayoritariamente moléculas y algunos iones?

Equivalentes

Los fluidos corporales contienen distintos electrolitos —como Na^+, Cl^-, K^+ y Ca^{2+}— que se miden en términos de **equivalentes (Eq)**, que es la cantidad del ión que equivale a un mol

TABLA 7.4 Equivalentes de algunos electrolitos

Ión	Carga eléctrica	Número de equivalentes en 1 mol
Na^+	1+	1 Eq
Ca^{2+}	2+	2 Eq
Fe^{3+}	3+	3 Eq
Cl^-	1–	1 Eq
SO_4^{2-}	2–	2 Eq

de cargas positivas o negativas. Por ejemplo, tanto 1 mol de iones Na^+ como 1 mol de iones Cl^- son un equivalente, ya que cada uno contiene 1 mol de carga. Para un ión con carga 2+ o 2–, cada mol de iones equivale a dos equivalentes. En la tabla 7.4 se recogen algunos ejemplos de iones y de sus correspondientes equivalentes.

En una disolución, la carga de los iones positivos siempre se equilibra con la carga de los iones negativos. Por ejemplo, una disolución que contiene 25 mEq/l de Na^+ y 4 mEq/l de K^+ tiene una carga eléctrica total de 29 mEq/l, de modo que si el ión Cl^- es el único anión presente en el medio, su concentración debe ser de 29 mEq/l.

EJERCICIO RESUELTO 7.4

Concentración de electrolitos

La concentración de electrolitos en los fluidos corporales frecuentemente se expresa en miliequivalentes (mEq) por litro. Los análisis de laboratorio de un paciente muestran un nivel de calcio en sangre de 8.8 mEq/l

a. ¿Cuántos moles de iones calcio hay en 0,50 l de sangre?

b. Si el Cl^- es el único anión presente, ¿cuál es su concentración en mEq/l?

SOLUCIÓN

a. A partir del volumen y de la concentración del electrolito en mEq/l se puede determinar el número de equivalentes que hay en 0,50 l de sangre.

$$0{,}50\ \cancel{l} \times \frac{8{,}8\ \cancel{mEq}}{1\ \cancel{l}} \times \frac{1\ Eq}{1000\ \cancel{mEq}} = 0{,}0044\ Eq\ de\ Ca^{2+}$$

Ahora se pueden transformar los equivalentes en moles (para el Ca^{2+} hay 2 Eq en cada mol).

$$0.0044\ \cancel{Eq\ Ca^{2+}} \times \frac{1\ mol\ de\ Ca^{2+}}{2\ \cancel{Eq\ Ca^{2+}}} = 0{,}0022\ moles\ de\ Ca^{2+}$$

b. Si la concentración de Ca^{2+} es de 8,8 mEq/l, la concentración de Cl^- debe ser de 8,8 mEq/l para que la carga esté equilibrada.

¡AHORA TÚ!

Una disolución de Ringer para la reposición de fluido intravenoso contiene 155 mEq de Cl^- por cada litro de disolución. Si el paciente recibe 1250 ml de disolución, ¿cuántos moles de ión cloruro se le han administrado?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Electrolitos y no electrolitos

7.7 El KF es un electrolito fuerte, mientras que el HF es un electrolito débil. ¿Por qué estos compuestos son tan diferentes?

7.8 El NaOH es un electrolito fuerte, mientras que el CH_3OH es un no electrolito. ¿Por qué estos compuestos son tan diferentes?

7.9 Las siguientes sales son electrolitos fuertes. Escribe las correspondientes ecuaciones ajustadas para su disociación en agua.
a. KCl **b.** $CaCl_2$ **c.** K_3PO_4 **d.** $Fe(NO_3)_3$

7.10 Las siguientes sales son electrolitos fuertes. Escribe las correspondientes ecuaciones ajustadas para su disociación en agua.
a. LiBr **b.** $NaNO_3$ **c.** $FeCl_3$ **d.** $Mg(NO_3)_2$

7.11 Indica si las disoluciones acuosas de las siguientes sustancias contendrán solo iones, solo moléculas o mayoritariamente moléculas y algunos iones:
a. ácido acético ($HC_2H_3O_2$), un constituyente del vinagre y electrolito débil
b. NaBr, un electrolito fuerte
c. fructosa ($C_6H_{12}O_6$), un no electrolito

7.12 Indica si las disoluciones acuosas de las siguientes sustancias contendrán solo iones, solo moléculas o mayoritariamente moléculas y algunos iones:
a. Na_2SO_4, un electrolito fuerte
b. etanol, C_2H_5OH, un no electrolito
c. HCN, ácido cianhídrico, un electrolito débil

7.13 Indica el tipo de electrolito representado en las siguientes ecuaciones:

a. $K_2SO_4(s) \xrightarrow{H_2O} 2K^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

b. $NH_4OH(aq) \xrightleftharpoons{H_2O} NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$

c. $C_6H_{12}O_6(s) \xrightarrow{H_2O} C_6H_{12}O_6(aq)$

7.14 Indica el tipo de electrolito representado en las siguientes ecuaciones:

a. $CH_3OH(l) \xrightarrow{H_2O} CH_3OH(aq)$

b. $MgCl_2(s) \xrightarrow{H_2O} Mg^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq)$

c. $HClO(aq) \xrightleftharpoons{H_2O} H^+(aq) + ClO^-(aq)$

7.15 En los siguientes ejemplos, indica el número de equivalentes:
a. 1 mol de K^+ b. 2 moles de OH^-
c. 1 mol de Ca^{2+} d. 3 moles de CO_3^{2-}

7.16 En los siguientes ejemplos, indica el número de equivalentes:
a. 1 mol de Mg^{2+} b. 0,5 moles de H^+
c. 4 moles de Cl^- d. 2 moles de Fe^{3+}

7.17 Una disolución salina fisiológica contiene 154 mEq/l de Na^+ y de Cl^-. ¿Cuántos moles de Na^+ y de Cl^- hay en 1,00 l de disolución?

7.18 Una disolución para reponer la pérdida de potasio contiene 40 mEq/l de K^+ y de Cl^-. ¿Cuántos moles de K^+ y de Cl^- hay en 1,5 l de disolución?

7.19 Una disolución contiene 40 mEq/l de Cl^- y 15 mEq/l de HPO_4^{2-}. Si el Na^+ es el único catión presente en la disolución, ¿cuál es la concentración de Na^+ en miliequivalentes por litro?

7.20 Una muestra de una disolución de Ringer contiene las siguientes concentraciones (mEq/l) de cationes: Na^+ 147, K^+ 4 y Ca^{2+} 4. Si el Cl^- es el único anión presente en la disolución, ¿cuál es la concentración de Cl^- en miliequivalentes por litro?

Química y salud

Electrolitos en los fluidos corporales

La concentración de electrolitos en los fluidos corporales o en el suero intravenoso que se administra a los pacientes se suele expresar en miliequivalentes por litro (mEq/l) de disolución.

1 Eq = 1000 mEq

La tabla 7.5 muestra las concentraciones habituales de algunos electrolitos presentes en la sangre, en la que existe un equilibrio de cargas, ya que la carga positiva total es igual a la carga negativa total. La elección del suero intravenoso que se va a administrar depende de las necesidades nutricionales, de los electrolitos o de los fluidos de cada paciente. En la tabla 7.6 se recogen algunos ejemplos de estas disoluciones.

TABLA 7.5 Concentraciones típicas de electrolitos en el plasma sanguíneo

Electrolito	Concentración (mEq/l)
Cationes	
Na^+	138
K^+	5
Mg^{2+}	3
Ca^{2+}	4
Total	150
Aniones	
Cl^-	110
HCO_3^-	30
HPO_4^{2-}	4
Proteínas	6
Total	150

TABLA 7.6 Concentraciones de electrolitos en distintos tipos de suero

Disolución	Electrolitos (mEq/l)	Aplicación
Cloruro sódico (0,9%)	Na^+ 154, Cl^- 154	Reposición de los líquidos perdidos
Cloruro potásico y dextrosa al 5,0%	K^+ 40, Cl^- 40	Tratamiento de la malnutrición (nivel de potasio bajo)
Disolución de Ringer	Na^+ 147, K^+ 4, Ca^{2+} 4, Cl^- 155	Reposición de líquidos y de electrolitos perdidos por deshidratación
Disolución de mantenimiento con dextrosa al 5,0%	Na^+ 40, K^+ 35, Cl^- 40, lactato$^-$ 20, HPO_4^{2-} 15	Mantenimiento de los niveles de fluidos y de electrolitos
Disolución de reposición (extracelular)	Na^+ 140, K^+ 10, Ca^{2+} 5, Mg^{2+} 3, Cl^- 103, acetato$^-$ 47, citrato^{3-} 8	Reposición de electrolitos en el fluido extracelular

7.3 SOLUBILIDAD

EL OBJETIVO ES...

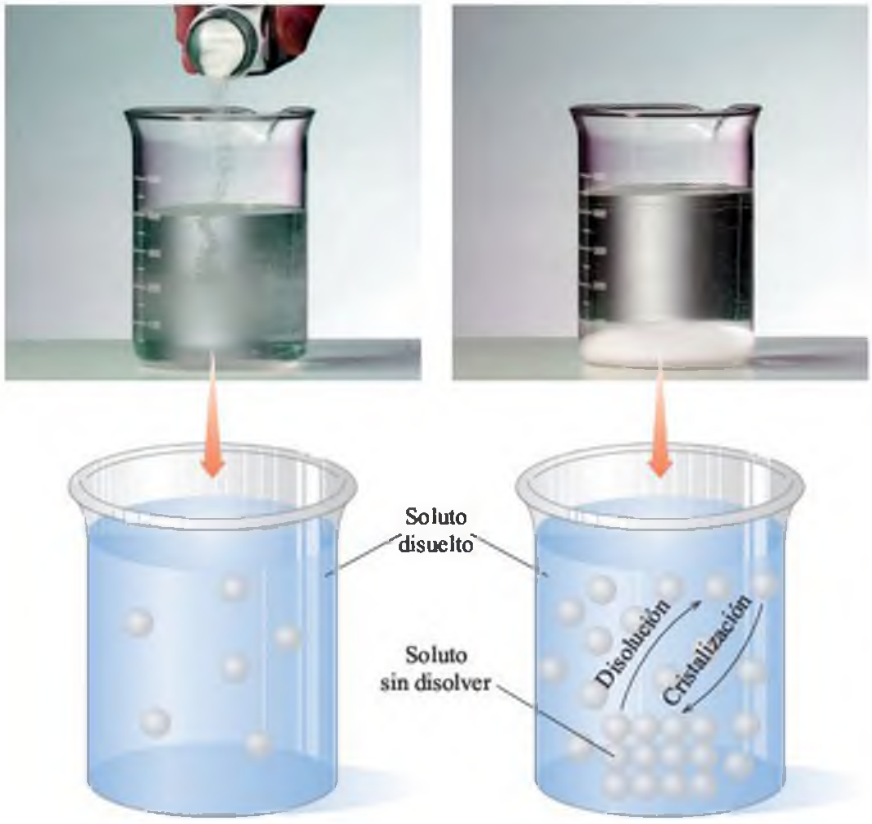
definir la solubilidad, distinguir entre una disolución saturada y otra que no lo está.

El término ***solubilidad*** indica la cantidad de un soluto que se puede disolver en una determinada cantidad de disolvente. Depende de muchos factores, como el tipo de soluto, el tipo de disolvente o la temperatura. La solubilidad, que por lo general se expresa como los gramos de soluto que se pueden disolver en 100 g de disolvente, representa la cantidad máxima de soluto que puede disolverse en esa cantidad de disolvente a una determinada temperatura. Cuando el soluto se disuelve inmediatamente tras su adición al disolvente, la disolución no contiene todavía la cantidad máxima de soluto y se llama **disolución no saturada**.

En cambio, cuando una disolución contiene la cantidad máxima de soluto que puede disolverse se dice que es una **disolución saturada**. En una disolución saturada, la velocidad de disolución del soluto se iguala a la velocidad de cristalización, y ya no se puede aumentar la cantidad de soluto que se disuelve en la disolución.

$$\text{Soluto} + \text{Disolvente} \underset{\text{El soluto cristaliza}}{\overset{\text{El soluto se disuelve}}{\rightleftharpoons}} \text{Disolución saturada}$$

Las disoluciones saturadas se preparan añadiendo al disolvente más soluto del que puede disolver. Al agitar la disolución, se disolverá la máxima cantidad de soluto posible, y el exceso quedará sin disolver en el fondo del recipiente. Una vez que la disolución está saturada, la adición de más soluto solo incrementa la cantidad de soluto sin disolver en el fondo.



the Chemistry place

CASE STUDY
Kidney Stones and Saturated Solutions

EJERCICIO RESUELTO 7.5

Disoluciones saturadas

La solubilidad del KCl en agua es de 34 g/100 g de agua a 20 °C. En el laboratorio, un alumno añade 75 g de KCl a 200 g de agua a una temperatura de 20 °C.

a. ¿Cuánto KCl se disolverá?
b. La disolución resultante, ¿será saturada o no saturada?
c. ¿Cuál es la masa del posible exceso de KCl que permanece sin disolver en el fondo del recipiente?

SOLUCIÓN

a. El KCl tiene una solubilidad de 34 g de KCl en cada 100 g de agua. Empleando la solubilidad como un factor de conversión, la cantidad máxima de KCl que puede disolverse en 200 g de agua se puede calcular del siguiente modo:

$$200\ \text{g}\ \cancel{H_2O} \times \frac{34\ \text{g KCl}}{100\ \text{g}\ \cancel{H_2O}} = 68\ \text{g de KCl}$$

b. Ya que los 75 g añadidos superan la cantidad máxima que se puede disolver en 200 g de agua, la disolución de KCl estará saturada.
c. Como se han añadido 75 g de KCl a 200 g de agua y solo se pueden disolver 68 g, habrá 7 g de KCl sólido (sin disolver) en el fondo recipiente.

¡AHORA TÚ!

La solubilidad del $NaNO_3$ en agua es de 114 g/100 g de agua a 50 °C. ¿Cuántos gramos de $NaNO_3$ se necesitan para preparar una disolución saturada con 50 g de agua a 50 °C?

Química y salud

Gota y piedras en el riñón: problemas derivados de la saturación de los fluidos corporales

La gota y las piedras en el riñón son enfermedades provocadas por compuestos que sobrepasan su solubilidad en los fluidos corporales y forman depósitos sólidos. La gota afecta principalmente a los hombres mayores de 40 años, y los ataques de esta enfermedad se producen cuando la concentración de ácido úrico en la sangre excede su solubilidad, que es de 7 mg/100 ml de sangre a 37 °C. Entonces aparecen depósitos insolubles de ácido úrico en forma de cristales puntiagudos en los cartílagos, en los tendones y en otros tejidos blandos, que causan mucho dolor. También se pueden formar estos depósitos en los riñones, que pueden verse seriamente dañados. Los niveles altos de ácido úrico en el cuerpo se pueden deber a una elevada producción de ácido úrico, a una incapacidad de los riñones para eliminarlo o a una dieta con exceso de alimentos ricos en purinas, que son metabolizadas por el cuerpo generando ácido úrico. Los alimentos que contribuyen a elevar el nivel de ácido úrico incluyen algunos tipos de carnes, las sardinas, los mejillones, los espárragos y las judías. La ingesta de bebidas alcohólicas también incrementa el nivel de ácido úrico y facilita que se produzcan los ataques de gota.

El tratamiento para la gota consiste en cambios en la dieta y en la administración de algunos medicamentos. En función de los niveles de ácido úrico se prescriben unos medicamentos u otros.

Por otro lado, las piedras que aparecen a veces en el riñón son depósitos sólidos que se forman en el tracto urinario. La mayoría de las piedras en el riñón están formadas por fosfato de calcio y oxalato de calcio, aunque en ocasiones se puede tratar de depósitos de ácido úrico. La excesiva ingesta de algunos minerales, acompañada por una mala hidratación, puede hacer que la concentración de las sales de estos minerales exceda su solubilidad, y aparezcan por tanto las piedras en el riñón. Cuando una de estas piedras atraviesa el tracto urinario produce un gran dolor y malestar, se hace necesaria la administración de analgésicos e incluso hace falta en ocasiones recurrir a la cirugía. En algunos casos, estas piedras se pueden destruir mediante ultrasonidos. A las personas propensas a padecer piedras en el riñón se les recomienda que beban 6 u 8 vasos de agua al día para prevenir la saturación de los niveles de sales minerales en la orina.

Investiga tu entorno

Preparación de disoluciones

Llena un vaso con agua fría hasta la mitad, comienza a añadir cucharadas de azúcar, de una en una, y agita enérgicamente. Bebe un sorbo del vaso según vas desarrollando el experimento. A medida que la disolución de azúcar se hace más concentrada, puede ser necesario agitar durante algunos minutos hasta que el azúcar se disuelva completamente. Con cada nueva cucharada añadida, observa la disolución después de unos minutos, para determinar el momento en el que la disolución se satura.

Repite el experimento empleando agua caliente. Cuenta el número de cucharadas de azúcar que se necesitan para obtener una disolución saturada en ambos casos.

PREGUNTAS

1. ¿Cómo evoluciona el sabor dulce de la disolución conforme se añade más azúcar?
2. ¿Cómo has sabido cuando se había saturado la disolución?
3. ¿Cuánto azúcar se ha disuelto en el agua caliente en comparación con el agua fría?

Efecto de la temperatura en la solubilidad

La solubilidad de la mayoría de los sólidos se incrementa al aumentar la temperatura, lo que significa que generalmente las disoluciones pueden contener más soluto disuelto a mayor temperatura. Solo unas pocas sustancias muestran una variación pequeña de la solubilidad al aumentar la temperatura, y solo unas pocas se hacen menos solubles al aumentar la temperatura (fig. 7.4). Por ejemplo, cuando se añade azúcar al té frío, generalmente aparece un resto de azúcar en el fondo del vaso. Si, en cambio, se le añade azúcar al té caliente, se necesita añadir muchas cucharadas de azúcar antes de que aparezca un residuo de azúcar sin disolver. El té caliente disuelve mucho más azúcar que el té frío porque la solubilidad del azúcar aumenta mucho al incrementarse la temperatura. Cuando una disolución saturada se enfría lentamente se convierte en una *disolución sobresaturada*, ya que contiene más soluto del que el disolvente es capaz de disolver a esta temperatura. Este tipo de disoluciones es inestable, y si se las agita o se les añade un cristal del soluto, el exceso del mismo cristalizará generando de nuevo una disolución saturada.

La solubilidad de los gases en agua disminuye a medida que la temperatura aumenta, ya que a mayor temperatura hay un mayor número de moléculas de gas con la energía suficiente para escapar de la disolución. Todos hemos visto cómo las burbujas escapan de un refresco con gas a medida que se calienta; al aumentar la temperatura, las botellas de bebidas carbonatadas pueden reventar, ya que el número de moléculas de gas que abandona la disolución aumenta, al igual que la presión dentro de la botella. Los biólogos han encontrado que el aumento de la temperatura de los ríos y lagos produce una disminución del nivel de oxígeno disuelto, haciendo que este agua caliente no sea capaz de albergar ninguna comunidad biológica. Precisamente por ello, las centrales eléctricas están obligadas a tener fuentes propias de abastecimiento de agua para enfriar sus torres de refrigeración y reducir así el riesgo de contaminación térmica.

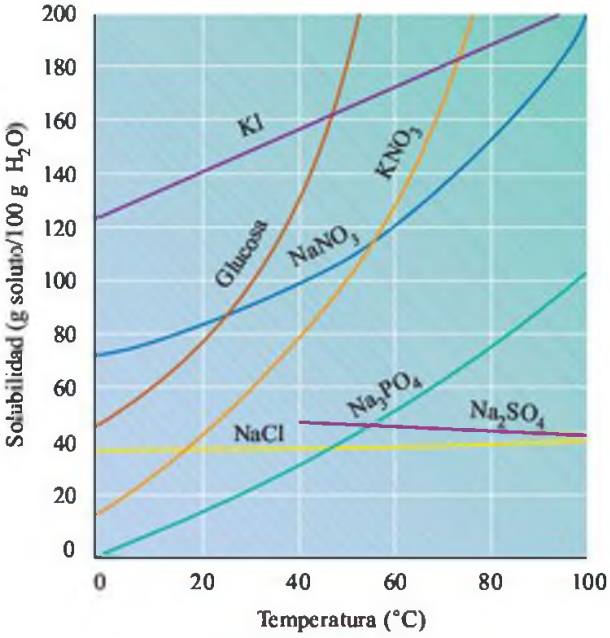
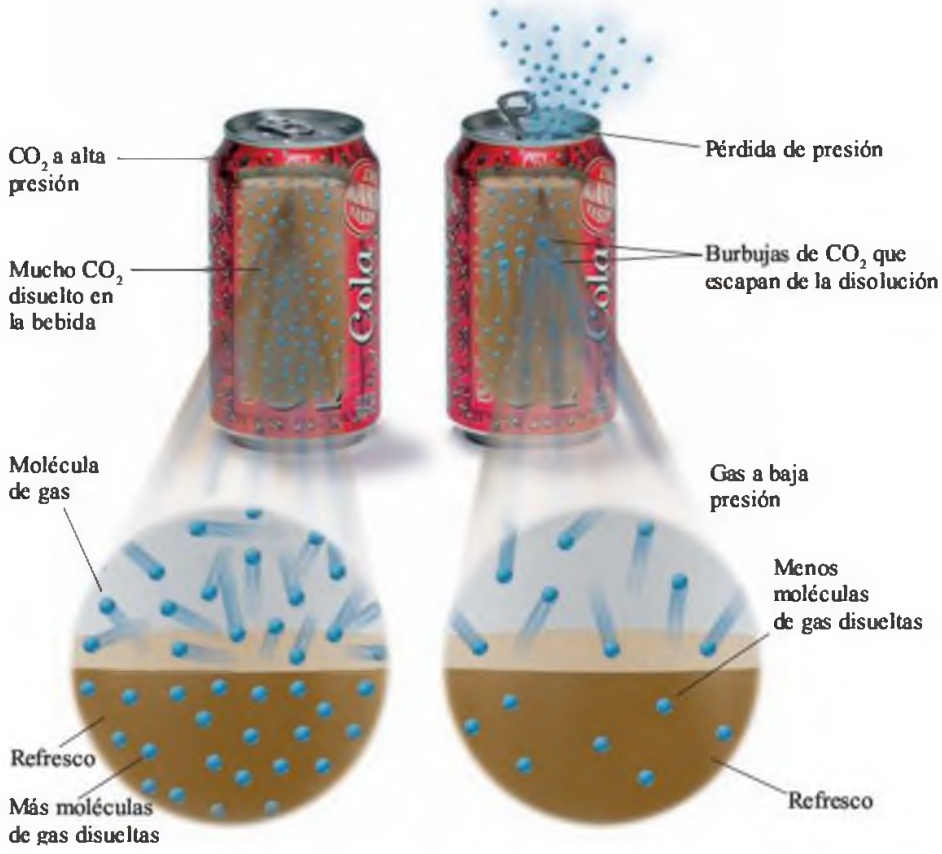


FIGURA 7.4 En agua, la solubilidad de la mayoría de los sólidos aumenta al aumentar la temperatura.
P Compara la solubilidad del $NaNO_3$ a 20 °C y a 60 °C.

Ley de Henry

La **Ley de Henry** establece que la solubilidad de un gas en un líquido depende directamente de la presión que el gas ejerce sobre la superficie del líquido. A mayores presiones, hay más moléculas de gas capaces de penetrar en el líquido y disolverse. Los refrescos carbonatados se fabrican disolviendo CO_2 gaseoso a alta presión en un líquido, con el fin de aumentar su solubilidad en la bebida. Cuando se abre a presión atmosférica una lata del refresco, la presión sobre el CO_2 se reduce, disminuye su solubilidad y aparecen burbujas de CO_2 que escapan rápidamente de la disolución. La liberación de burbujas es aún más intensa cuando la lata de refresco que se abre está caliente.



EJERCICIO RESUELTO 7.6

Factores de los que depende la solubilidad

Indica si la solubilidad de un soluto se incrementará o disminuirá en las siguientes situaciones:

a. Al disolver azúcar en agua a 80 °C en lugar de a 25 °C.
b. Efecto del calentamiento de un lago sobre el O_2 disuelto.

SOLUCIÓN

a. El incremento de la temperatura aumenta la solubilidad del azúcar.
b. Al incrementarse la temperatura del agua del lago, la solubilidad del O_2 gaseoso se reduce.

¡AHORA TÚ!

La solubilidad del KNO_3 es de 20 g/100 g de H_2O a 10 °C. ¿Crees que la solubilidad del KNO_3 a 40 °C será mayor o menor?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Solubilidad

7.21 Indica si los siguientes fenómenos son característicos de una disolución saturada o insaturada:
a. Al añadir un cristal a una disolución, el cristal no cambia de tamaño.
b. Un terrón de azúcar se disuelve completamente cuando se añade a una taza de café.

7.22 Indica si los siguientes fenómenos son característicos de una disolución saturada o insaturada:
a. Una cucharada de sal que se añade a agua hirviendo se disuelve.
b. Se forma una capa de azúcar en el fondo de un vaso de té al añadirle hielo.

Usa la siguiente tabla para resolver los problemas 7.23-7.26

Sustancia	Solubilidad (g/100 g de H_2O) 20 °C	50 °C
KCl	34	43
$NaNO_3$	38	114
$C_{12}H_{22}O_{11}$ (azúcar)	204	260

7.23 Empleando la tabla anterior, determina si las siguientes disoluciones estarán saturadas o no a 20 °C:
a. Adición de 25 g de KCl a 100 g de H_2O
b. Adición de 11 g de $NaNO_3$ a 25 g de H_2O
c. Adición de 400 g de azúcar a 125 g de H_2O

7.24 Empleando la tabla anterior, determina si las siguientes disoluciones estarán saturadas o no a 50 °C:
a. Adición de 25 g de KCl a 50 g de H_2O
b. Adición de 150 g de $NaNO_3$ a 75 g de H_2O
c. Adición de 80 g de azúcar a 25 g de H_2O

7.25 Una disolución que contiene 80 g de KCl en 200 g de H_2O a 50 °C se enfría a 20 °C:
a. ¿Cuántos gramos de KCl permanecen en disolución a 20 °C?
b. ¿Cuántos gramos de KCl sólido cristalizan al enfriar?

7.26 Una disolución que contiene 80 g de $NaNO_3$ en 75 g de H_2O a 50 °C se enfría a 20 °C:
a. ¿Cuántos gramos de $NaNO_3$ permanecen en disolución a 20 °C?
b. ¿Cuántos gramos de $NaNO_3$ sólido cristalizan al enfriar?

7.27 Explica los siguientes hechos:
a. El té caliente disuelve más azúcar que el té helado
b. Al dejar una botella de champán abierta en una habitación caliente, pierde rápidamente sus burbujas.
c. Al abrir una lata de refresco carbonatado caliente se libera más gas que cuando se abre una lata fría.

7.28 Explica los siguientes hechos:
a. Una botella de soda abierta pierde sus burbujas más rápidamente a temperatura ambiente que en un frigorífico.
b. El cloro gaseoso del agua del grifo escapa cuando el agua se calienta a temperatura ambiente.
c. El café caliente disuelve más azúcar que el café frío.

7.4 CONCENTRACIÓN EN PORCENTAJE

EL OBJETIVO ES...

calcular la concentración en porcentaje del soluto de una disolución; emplear la concentración en porcentaje para calcular la cantidad de soluto en disolución.

La **concentración** de una disolución es la cantidad de soluto disuelta en una determinada cantidad de disolvente. Aunque existen numerosas formas de expresar la concentración, todas ellas se refieren a una cantidad de soluto disuelto en una cantidad determinada de disolución.

$$\text{Concentración de una disolución} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de disolución}}$$

Porcentaje en masa

Cuando se expresa la concentración como **porcentaje en masa** (% m/m) se indica la masa de soluto que hay en cada 100 g de disolución. La masa en gramos de la disolución es la suma de las masas de soluto y de disolvente en gramos.

$$\text{Porcentaje en masa (\% m/m)} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa de soluto (g)} + \text{masa de disolvente (g)}} \times 100\%$$

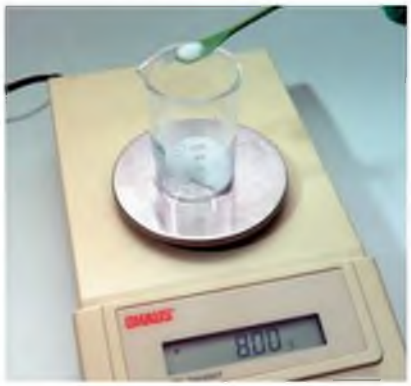
$$= \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa de disolución (g)}} \times 100\%$$

Supongamos que se ha preparado una disolución mezclando 8,00 g de KCl (soluto) con 42,00 g de agua (disolvente). Al sumar ambas, la masa de soluto y la de disolvente, se obtiene la masa de disolución (8,00 + 42,00 = 50,00 g). El porcentaje en masa se calcula sustituyendo los correspondientes valores en la expresión del porcentaje en masa.

$$\frac{8{,}00 \text{ g de KCl}}{50{,}00 \text{ g de disolución}} \times 100\% = 16{,}0 \text{ \% (m/m)}$$

$$\underbrace{8{,}00 \text{ g KCl}}_{\text{(Soluto}} + \underbrace{42{,}00 \text{ g } H_2O}_{\text{Disolvente)}}$$

Pesa 8,00 g de KCl



Añade agua hasta que la disolución pese 50,00 g.

Guía para calcular concentraciones

1. Determinar la concentración dada en el problema y la que te piden.
2. Establecer un método para calcular la concentración que se necesita.
3. Establecer equivalencias y factores de conversión.
4. Resolver el problema para dar la respuesta.

EJERCICIO RESUELTO 7.7

Concentración en porcentaje en masa (% m/m)

¿Cuál es el porcentaje en masa de una disolución que se ha preparado disolviendo 30,0 g de NaOH en 120,0 g de H_2O?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Dato** 30,0 g de NaOH y 120,0 g de H_2O
Incógnita porcentaje en masa (% m/m) de NaOH

Paso 2 **Método.** El porcentaje en masa se calcula sustituyendo la masa en gramos del soluto y de la disolución en la expresión del porcentaje en masa.

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión.**

$$\text{Porcentaje en masa (\% m/m)} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa de soluto (g)} + \text{masa de disolvente (g)}} \times 100\%$$

$$= \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa de disolución (g)}} \times 100\%$$

Paso 4 **Resolución.** La masa del soluto y del disolvente se obtienen con los datos del problema.

$$\text{Masa de soluto} = 30{,}0 \text{ g de NaOH}$$

$$\frac{\text{Masa de disolvente} = 120{,}0 \text{ g de } H_2O}{\text{Masa de disolución} = 150{,}0 \text{ g de disolución}}$$

$$\text{Porcentaje en masa (\% m/m)} = \frac{30{,}0 \text{ g de NaOH}}{150{,}0 \text{ g de disolución}} \times 100\%$$

$$= 20{,}0 \text{ \% (m/m) de NaOH}$$

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es el porcentaje en masa de una disolución de NaCl que se ha preparado disolviendo 2,0 g de NaCl en 56,0 g de H_2O?

Porcentaje en volumen

Como los volúmenes de los gases y de los líquidos se pueden medir fácilmente, las concentraciones de sus disoluciones se suelen expresar como **porcentaje en volumen** (% v/v). Las unidades empleadas en esta relación deben ser las mismas; por ejemplo, mililitros o litros tanto en el numerador como en el denominador.

$$\text{Porcentaje en volumen (\% v/v)} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \times 100\%$$

El porcentaje en volumen indica el volumen de soluto que hay en 100 ml de disolución. Por ejemplo, en una botella de vino, una etiqueta que indica un contenido en alcohol del 12% (v/v) significa que hay 12 ml de alcohol en cada 100 ml de vino.

Porcentaje en masa/volumen

El **porcentaje en masa/volumen** (% m/v) o porcentaje en peso/volumen (% p/v) se calcula dividiendo los gramos de soluto por el volumen (ml) de la disolución y multiplicando el resultado por 100.

El porcentaje en masa/volumen se utiliza muy frecuentemente en hospitales y farmacias para preparar disoluciones intravenosas y medicamentos.

$$\text{Porcentaje en masa/volumen (\% m/v)} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{mililitros de disolución}} \times 100\%$$

El porcentaje en masa/volumen indica los gramos de una sustancia contenidos en 100 ml de disolución. Por ejemplo, una disolución de glucosa al 5% (m/v) contiene 5 g de glucosa en cada 100 ml de disolución. El volumen de la disolución es, lógicamente, la suma de los volúmenes de glucosa y agua.

EJERCICIO RESUELTO 7.8

Cálculo de la concentración en porcentaje

Un estudiante ha preparado una disolución disolviendo 5,0 g de KI en el agua necesaria hasta obtener un volumen final de 250 ml. ¿Cuál es el porcentaje en masa/volumen de la disolución de KI?

5,0 g de KI 2,0% (m/v) Disolución de KI

SOLUCIÓN

Paso 1 **Dato** 5,0 g de KI y 250 ml de disolución
Incógnita porcentaje en masa/volumen (% m/v) de KI

Paso 2 **Método.** El porcentaje en masa/volumen se calcula sustituyendo la masa en gramos del soluto y el volumen en ml de la disolución en la definición del porcentaje en masa/volumen.

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión.** Escribimos la expresión del porcentaje en masa/volumen:

$$\text{Porcentaje en masa/volumen (\% m/v)} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{mililitros de disolución}} \times 100\%$$

Paso 4 **Resolución.** Sustituimos las cantidades de soluto y de disolución en la expresión del porcentaje en masa/volumen:

$$\text{Porcentaje en masa/volumen (\% m/v)} = \frac{\overset{\text{Masa de soluto}}{5{,}0 \text{ g de KI}}}{\underset{\text{Masa de disolución}}{250 \text{ ml de disolución}}} \times 100\% = 2{,}0\ \%\ \text{(m/v) KI}$$

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es el porcentaje en masa/volumen (% m/v) de una disolución de Br_2 que se ha preparado disolviendo 12 g de bromo (Br_2) en suficiente tetracloruro de carbono para que el volumen final de la disolución sea de 250 ml?

Concentraciones en porcentaje como factores de conversión

Cuando se preparan disoluciones, a veces es necesario calcular la cantidad de soluto o de disolución. En estos casos, las concentraciones en porcentaje son unos factores de conversión muy útiles. El valor de 100 en el denominador de la expresión de un porcentaje es un número *exacto*. En la tabla 7.7 se recogen algunos ejemplos de concentraciones en porcentaje y su significado y posibles factores de conversión.

TABLA 7.7 Factores de conversión de concentraciones en porcentaje

Concentración en porcentaje	Significado	Factores de conversión		
KCl al 10% (m/m)	Hay 10 g de KCl en 100 g de disolución	$\frac{10 \text{ g de KCl}}{100 \text{ g de disolución}}$	y	$\frac{100 \text{ g de disolución}}{10 \text{ g de KCl}}$
Glucosa al 5% (m/v)	Hay 5 g de glucosa en 100 ml de disolución	$\frac{5 \text{ g de glucosa}}{100 \text{ ml de disolución}}$	y	$\frac{100 \text{ ml de disolución}}{5 \text{ g de glucosa}}$
Etanol al 12% (v/v)	Hay 12 ml de etanol en 100 ml de disolución	$\frac{12 \text{ ml de etanol}}{100 \text{ ml de disolución}}$	y	$\frac{100 \text{ ml de disolución}}{12 \text{ ml de etanol}}$

Guía para calcular la masa o el volumen a partir de la concentración

1. Determinar las cantidades dadas en el problema y las que se necesitan.
2. Establecer un método para calcular la masa o el volumen.
3. Establecer equivalencias y factores de conversión que incluyan la concentración.
4. Resolver el problema para calcular la masa o el volumen.

EJERCICIO RESUELTO 7.9

Cálculo de la masa de soluto a partir del porcentaje en masa/volumen

La clindamicina al 1,0% (m/v) es un antibiótico que se administra por vía tópica. ¿Cuántos gramos de clindamicina hay en 60 ml de una disolución al 1,0 % (m/v)?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Dato** clindamicina al 1,0% (m/v) **Incógnita** gramos de clindamicina

Paso 2 **Método** mililitros de disolución → Factor de % (m/v) → gramos de clindamicina

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión.** El porcentaje en masa/volumen (m/v) indica los gramos de soluto en cada 100 ml de disolución. El 1,0% (m/v) se puede escribir como dos factores de conversión.

100 ml de disolución = 1,0 g de clindamicina

$$\frac{1{,}0 \text{ g de clindamicina}}{100 \text{ ml de disolución}} \quad \text{y} \quad \frac{100 \text{ ml de disolución}}{1{,}0 \text{ g de clindamicina}}$$

Paso 4 **Resolución.** El volumen de disolución se puede transformar en la masa de soluto empleando el correspondiente factor de conversión.

$$60 \text{ ml de disolución} \times \frac{1{,}0 \text{ g de clindamicina}}{100 \text{ ml de disolución}} = 0{,}60 \text{ g de clindamicina}$$

¡AHORA TÚ!

Calcula los gramos de KCl contenidos en 225 g de una disolución de KCl al 8,00% (m/m).

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Concentraciones en porcentaje

7.29 ¿Cuál es la diferencia entre una disolución de glucosa al 5% (m/m) y otra al 5% (m/v)?

7.30 ¿Cuál es la diferencia entre una disolución de metanol (CH_3OH) al 10% (v/v) y otra al 10% (m/m)?

7.31 Expresa como porcentaje en masa, % (m/m), las concentraciones de las siguientes disoluciones:
a. 25 g de KCl y 125 g de H_2O
b. 12 g de azúcar disueltos en 225 g de té

7.32 Expresa como porcentaje en masa, % (m/m), las concentraciones de las siguientes disoluciones:
a. 75 g de NaOH en 325 g de disolución
b. 2,0 g de KOH en 20,0 g de H_2O

7.33 Expresa como porcentaje en masa/volumen, % (m/v), las concentraciones de las siguientes disoluciones:
a. 75 g de Na_2SO_4 en 250 ml de disolución
b. 39 g de sacarosa en 355 ml de refresco

7.34 Expresa como porcentaje en masa/volumen, % (m/v), las concentraciones de las siguientes disoluciones:
a. 2,50 g de KCl en 50,0 ml de disolución
b. 7,5 g de caseína en 120 ml de leche desnatada

7.35 Calcula las cantidades de soluto necesarias para preparar las siguientes disoluciones:
a. 50,0 ml de una disolución de KCl al 5,0% (m/v)
b. 1250 ml de una disolución de NH_4Cl al 4,0% (m/v)

7.36 Calcula las cantidades de soluto necesarias para preparar las siguientes disoluciones:
a. 150 ml de una disolución de $LiNO_3$ al 40,0% (m/v)
b. 450 ml de una disolución de KCl al 2,0% (m/v)

7.37 Un enjugue bucal contiene un 22,5% de alcohol en volumen. Si en la botella hay 325 ml de enjuague, ¿cuántos mililitros de alcohol hay en la botella?

7.38 Un champán tiene un 11% de alcohol en volumen. Si una botella contiene 750 ml de champán, ¿cuántos mililitros de alcohol hay en la botella?

7.39 A un paciente se le administran 100 ml de una disolución de manitol al 20% (m/v) cada hora.
a. ¿Cuántos gramos de manitol recibe el paciente cada hora?
b. ¿Cuántos gramos de manitol ha recibido el paciente al cabo de 12 horas?

7.40 A un paciente se le administran 250 ml de una disolución de un aminoácido al 4,0% (m/v) dos veces al día.
a. ¿Cuántos gramos de aminoácido hay en 250 ml de disolución?
b. ¿Cuántos gramos de aminoácido recibe el paciente durante un día?

7.41 Durante las próximas 12 horas, un paciente necesita que le administren 100 g de glucosa. ¿Cuántos litros de disolución de glucosa al 5% (m/v) debe recibir?

7.42 Un paciente ha recibido 2,0 g de NaCl en 8 horas. ¿Cuántos mililitros de disolución salina de NaCl al 0,90% (m/v) se le han administrado al paciente?

EL OBJETIVO ES...

calcular la molaridad de una disolución y emplear la molaridad para calcular los moles de soluto o el volumen necesario para preparar una disolución. Comprender el proceso de dilución de una disolución.

7.5 MOLARIDAD Y DILUCIÓN

Cuando los solutos o las disoluciones participan en reacciones químicas, es importante conocer el número de partículas que reaccionan. Con este propósito se utiliza la **molaridad (M),** que es un modo de expresar la concentración indicando el número de moles de soluto por litro de disolución. La molaridad de una disolución se puede calcular a partir del número de moles de soluto y el volumen de la disolución en litros.

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

Por ejemplo, si se disuelve 1,0 mol de NaCl en un volumen de agua suficiente para preparar 1 l de disolución, la disolución de NaCl resultante tendría una molaridad de 1,0 M. La abreviatura M representa las unidades moles por litro (moles/l).

$$\text{M} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}} = \frac{\text{1,0 moles de NaCl}}{\text{1 l}} = \text{1,0 M}$$

Una disolución de NaCl 1,0 M

EJERCICIO RESUELTO 7.10

Cálculo de la molaridad

¿Cuál es la molaridad (M) de una disolución que se ha preparado disolviendo 60,0 g de NaOH en 0,250 l de disolución?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Dato** 60,0 g de NaOH en 0,250 l de disolución
Incógnita molaridad (moles/l)

Paso 2 **Método.** Para calcular la molaridad hay que conocer el número de moles de NaOH y el volumen de la disolución en litros.

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

$$\text{g NaOH} \xrightarrow{\text{Peso molecular}} \frac{\text{moles de NaOH}}{\text{volumen (l)}} = \text{M NaOH}$$

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión.**

$$1 \text{ mol de NaOH} = 40{,}0 \text{ g de NaOH}$$

$$\frac{1 \text{ mol de NaOH}}{40{,}0 \text{ g de NaOH}} \quad \text{y} \quad \frac{40{,}0 \text{ g de NaOH}}{1 \text{ mol de NaOH}}$$

Paso 4 **Resolución.**

$$\text{Moles de NaOH} = 60{,}0 \text{ g de NaOH} \times \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{40{,}0 \text{ g de NaOH}} = 1{,}50 \text{ moles de NaOH}$$

La molaridad se calcula dividiendo los moles de NaOH por el volumen en litros.

$$\frac{1{,}50 \text{ moles de NaOH}}{0{,}250 \text{ l}} = \frac{6{,}00 \text{ moles de NaOH}}{1 \text{ l}} = 6{,}00 \text{ M NaOH}$$

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es la molaridad de 0,350 l de una disolución preparada con 75,0 g de KNO_3?

La molaridad como factor de conversión

Cuando se necesita calcular los moles de soluto o el volumen de la disolución, se utiliza la molaridad como factor de conversión. En la tabla 7.8 se recogen algunos ejemplos de factores de conversión en los que se emplea la molaridad.

TABLA 7.8 Ejemplos de concentraciones en molaridad

Molaridad	Significado	Factores de conversión		
6,0 M HCl	6,0 moles de HCl en 1 litro de disolución	$\frac{6{,}0 \text{ moles HCl}}{1 \text{ l}}$	y	$\frac{1 \text{ l}}{6{,}0 \text{ moles HCl}}$
0,20 M NaOH	0,20 moles de NaOH en 1 litro de disolución	$\frac{0{,}20 \text{ moles NaOH}}{1 \text{ l}}$	y	$\frac{1 \text{ l}}{0{,}20 \text{ moles NaOH}}$

Para preparar una disolución, generalmente se necesita convertir el número de moles de soluto en gramos. A partir del volumen y de la molaridad de la disolución, y conociendo el peso molecular del soluto, se puede calcular el número de gramos de soluto necesario para preparar la disolución. Este tipo de cálculos se ilustra en el ejercicio resuelto 7.11.

EJERCICIO RESUELTO 7.11

Cálculo de la masa de soluto a partir de la molaridad

¿Cuántos gramos de KCl se necesitan para preparar 0,250 l de una disolución de KCl 2,00 M?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Dato** 0,250 l de disolución de KCl 2,00 M **Incógnita** gramos de KCl

Paso 2 **Método.** Los gramos de KCl se pueden calcular a partir del volumen en litros, la molaridad de la disolución y el peso molecular del KCl.

litros de KCl → Molaridad → moles de KCl → Peso molecular → gramos de KCl

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión.**

1 l de disolución de KCl = 2,00 moles de KCl

$$\frac{1 \text{ l de KCl}}{2{,}00 \text{ moles de KCl}} \text{ y } \frac{2{,}00 \text{ moles de KCl}}{1 \text{ l de KCl}}$$

1 mol de KCl = 74,6 g de KCl

$$\frac{1 \text{ mol de KCl}}{74{,}6 \text{ g de KCl}} \text{ y } \frac{74{,}6 \text{ g de KCl}}{1 \text{ mol de KCl}}$$

Paso 4 **Resolución.**

$$\text{Moles de KCl} = 0{,}250 \text{ l de disolución} \times \frac{2{,}00 \text{ moles de KCl}}{1 \text{ l KCl}} = 0{,}500 \text{ moles de KCl}$$

Los gramos de KCl se calculan multiplicando el número de moles de KCl por su peso molecular.

$$\text{Gramos de KCl} = 0{,}500 \text{ moles de KCl} \times \frac{74{,}6 \text{ g de KCl}}{1 \text{ mol de KCl}} = 37{,}3 \text{ g de KCl}$$

Combinando los cálculos, el problema se resuelve de la siguiente manera:

$$0{,}250 \text{ l de disolución} \times \frac{2{,}00 \text{ moles de KCl}}{1 \text{ l KCl}} \times \frac{74{,}6 \text{ g de KCl}}{1 \text{ mol de KCl}} = 37{,}3 \text{ g de KCl}$$

¡AHORA TÚ!

¿Cuántos gramos de $NaHCO_3$ contienen 325 ml de una disolución de $NaHCO_3$ 4,50 M?

EJERCICIO RESUELTO 7.12

Cálculo del volumen a partir de la molaridad

¿Cuántos litros de una disolución de NaCl 2,00 M se necesitan para obtener 67,3 g de NaCl?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Dato** 67,3 g de NaCl a partir de una disolución de NaCl 2,00 M
Incógnita litros de disolución de NaCl

Paso 2 **Método.** El volumen de la disolución de NaCl se calcula a partir del número de moles de disolución y de su molaridad.

gramos de NaCl → Peso molecular → moles de NaCl → Molaridad → litros de NaCl

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión.**

1 mol de NaCl = 58,5 g de NaCl

$$\frac{1 \text{ mol de NaCl}}{58{,}5 \text{ g de NaCl}} \text{ y } \frac{58{,}5 \text{ g de NaCl}}{1 \text{ mol de NaCl}}$$

La molaridad de una disolución se puede escribir como dos factores de conversión:

1 l de disolución de NaCl = 2,00 moles de NaCl

$$\frac{1 \text{ l de disolución de NaCl}}{2{,}00 \text{ moles de NaCl}} \text{ y } \frac{2{,}00 \text{ moles de NaCl}}{1 \text{ l de disolución de NaCl}}$$

Paso 4 **Resolución.**

$$\text{Litros de disolución de NaCl} = 67{,}3 \text{ g de NaCl} \times \frac{1 \text{ mol de NaCl}}{58{,}5 \text{ g de NaCl}} \times \frac{1 \text{ l de disolución de NaCl}}{2{,}00 \text{ moles de KCl}} = 0{,}575 \text{ l de disolución de NaCl}$$

¡AHORA TÚ!

¿Cuántos mililitros de una disolución de HCl 6,00 M se necesitan para obtener 4,5 moles de HCl?

Dilución

En química, muchas veces se prepara una disolución diluida a partir de una más concentrada. Este proceso se llama **dilución** y consiste en la adición de un disolvente —generalmente agua— a una disolución, de modo que su volumen se incremente y su concentración disminuya. Por ejemplo, cuando se añaden tres medidas de agua a una medida de zumo de naranja concentrado se está realizando una dilución.

1 medida de zumo de naranja concentrado + 3 medidas de agua = 4 medidas de zumo de naranja

Cuando se diluye una disolución, la cantidad de soluto antes y después de la dilución es la misma (fig. 7.5).

Gramos o moles de soluto (Disolución concentrada) = gramos o moles de soluto (Disolución diluida)

Cantidad de soluto en la disolución concentrada = cantidad de soluto en la disolución diluida

Esta equivalencia se puede escribir en términos de concentración, C, y de volumen, V:

$$\underset{\text{Disolución concentrada}}{C_1V_1} = \underset{\text{Disolución diluida}}{C_2V_2}$$

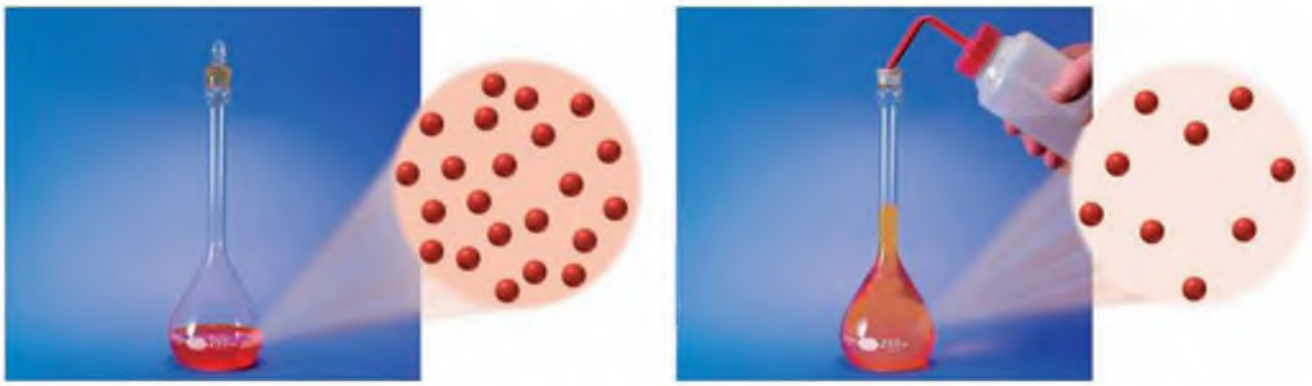


FIGURA 7.5 Cuando se añade agua a una disolución concentrada no se produce ningún cambio en el número de partículas de soluto, pero estas pueden separarse más unas de otras, ya que el volumen de la disolución diluida es mayor.

P ¿Cuál es el volumen de la disolución diluida que se obtiene al añadirle a una disolución de HCl 6M una cantidad de agua igual a su propio volumen?

Como ya hemos visto en el apartado sobre la concentración en porcentaje, se pueden determinar los gramos de soluto a partir del volumen y de la concentración en porcentaje:

Gramos de soluto = porcentaje (gramos/100 ml) × volumen (ml)

Se puede expresar el número de gramos de la disolución concentrada como $\%_1 V_1$ y el número de gramos de la disolución diluida como $\%_2 V_2$:

Gramos de soluto (Disolución concentrada) = gramos de soluto (Disolución diluida)

$$\%_1 V_1 = \%_2 V_2$$

Cuando se dispone como dato de la concentración expresada en molaridad (M), los moles de soluto se determinan a partir del volumen en litros de la disolución y de la molaridad.

Moles de soluto = molaridad (moles/l) × volumen (l)

Al expresar el número de moles de la disolución concentrada como $M_1 V_1$ y el de la disolución diluida como $M_2 V_2$, la equivalencia se puede escribir como:

Moles de soluto (Disolución concentrada) = moles de soluto (Disolución diluida)

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

Si conocemos 3 de las 4 variables, podremos determinar la variable desconocida despejando la incógnita en la expresión de la dilución, como se muestra en el ejercicio resuelto 7.13.

EJERCICIO RESUELTO 7.13

Volumen de una disolución diluida

¿Qué volumen (ml) de una disolución de KOH al 2,5% (m/v) se puede preparar diluyendo 50,0 ml de una disolución de KOH al 12% (m/v)?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Colocar los datos en una tabla.** Vamos a construir una tabla que recoja los volúmenes y las concentraciones de la disolución inicial y de la diluida. Para realizar los cálculos, las unidades deberán ser las mismas.

Inicial: $C_1 = 12\%$ (m/v) $V_1 = 50{,}0$ ml

Diluida: $C_2 = 2{,}5\%$ (m/v) $V_2 = ?$ ml

Paso 2 **Método.** Podemos calcular el volumen de la disolución diluida resolviendo la expresión de la dilución para V_2.

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$\frac{C_1 V_1}{C_2} = \frac{\cancel{C_2}}{\cancel{C_2}} V_2$$

$$V_2 = \frac{C_1 V_1}{C_2}$$

Paso 3 **Resolución.** Sustituimos los valores de la tabla anterior en la expresión de la dilución para calcular el valor de V_2.

$$V_2 = \frac{C_1 V_1}{C_2}$$

$$V_2 = \frac{12\cancel{\%} \times 50{,}0 \text{ ml}}{2{,}5\cancel{\%}} = 240 \text{ ml de disolución diluida de KOH}$$

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es el la concentración en porcentaje (% m/v) de la disolución diluida que se obtiene cuando 25,0 ml de HCl al 15% (m/v) se diluyen a 125 ml?

Guía para calcular diluciones

1. Construir una tabla con los volúmenes y concentraciones iniciales.
2. Establecer un plan que resuelva la expresión de la dilución para la incógnita.
3. Resolver el problema sustituyendo las cantidades conocidas en la expresión de la dilución.

EJERCICIO RESUELTO 7.14

Molaridad de una disolución diluida

¿Cuál es la molaridad de una disolución que se ha preparado diluyendo 75,0 ml de una disolución de KOH 4,00 M hasta un volumen de 0,500 l?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Colocar los datos en una tabla.** Vamos a construir una tabla que recoja las concentraciones molares y los volúmenes de las disoluciones inicial y diluida.

Inicial: M_1 = 4,00 M KCl V_1 = 75,0 ml = 0,0750 l

Diluida: M_2 = ? M KCl V_2 = 0,500 l

Paso 2 **Método.** Calculamos la molaridad despejando la expresión de la dilución para M_2.

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

$$\frac{M_1 V_1}{V_2} = M_2 \frac{V_2}{V_2}$$

$$M_2 = M_1 \times \frac{V_1}{V_2}$$

Paso 3 **Resolución.** Calculamos la concentración de la disolución diluida sustituyendo los valores de la tabla en la expresión de la dilución.

$$M_2 = 4{,}00 \text{ M} \times \frac{0{,}075 \text{ l}}{0{,}500 \text{ l}} = 0{,}600 \text{ M KCl (disolución diluida)}$$

¡AHORA TÚ!

Si queremos preparar 600 ml de disolución de NaOH 2,00 M a partir de una disolución de NaOH 10,0 M, ¿qué volumen de la disolución de NaOH 10,0 M necesitamos tomar?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Molaridad y dilución

7.43 Calcula la molaridad (M) de las siguientes disoluciones:
a. 2,0 moles de glucosa en 4,0 l de disolución
b. 4,0 g de KOH en 2,0 l de disolución
c. 5,85 g de NaCl en 400 ml de disolución

7.44 Calcula la molaridad (M) de las siguientes disoluciones:
a. 0,50 moles de glucosa en 0,200 l de disolución
b. 36,5 g de HCl en 1,0 l de disolución
c. 30,0 g de NaOH en 350 ml de disolución

7.45 Calcula los moles de soluto necesarios para preparar las siguientes disoluciones:
a. 1,0 l de NaCl 3,0 M
b. 0,40 l de KBr 1,0 M
c. 125 ml de $MgCl_2$ 2,0 M

7.46 Calcula los moles de soluto necesarios para preparar las siguientes disoluciones:
a. 5,0 l de $CaCl_2$ 2,0 M
b. 4,0 l de NaOH 0,10 M
c. 215 ml de HNO_3 4,0 M

7.47 Calcula los gramos de soluto necesarios para preparar las siguientes disoluciones:
a. 2,0 l de NaOH 1,5 M
b. 4,0 l de KCl 0,20 M
c. 25,0 ml de HCl 6,0 M

7.48 Calcula los gramos de soluto necesarios para preparar las siguientes disoluciones:
a. 2,0 l de NaOH 6,0 M
b. 5,0 l de $CaCl_2$ 0,10 M
c. 175 ml de HNO_3 3,00 M

7.49 ¿Qué volumen de disolución necesitamos para obtener las siguientes cantidades de soluto?
a. Litros de una disolución de NaOH 2,0 M, para obtener 3,0 moles de NaOH.
b. Litros de una disolución de NaCl 1,5 M, para obtener 15 moles de NaCl.
c. Mililitros de una disolución de $Ca(NO_3)_2$ 0,800 M, para obtener 0,0500 moles de $Ca(NO_3)_2$.

7.50 ¿Qué volumen de disolución necesitamos para obtener las siguientes cantidades de soluto?
- **a.** Litros de una disolución de KCl 4,0 M, para obtener 0,100 moles de KCl.
- **b.** Litros de una disolución de HCl 6,0 M, para obtener 5,0 moles de HCl.
- **c.** Mililitros de una disolución de K_2SO_4 2,5 M, para obtener 1,2 moles de K_2SO_4.

7.51 Para preparar una sopa de tomate hay que añadir un vaso de agua al contenido de un sobre de sopa concentrada. ¿Por qué se obtiene una disolución?

7.52 Una botella de limonada concentrada indica que se necesita diluir con tres medidas de agua para preparar una limonada. ¿Por qué se obtiene de este modo una disolución?

7.53 Calcula la concentración final de las siguientes disoluciones diluidas:
- **a.** 2,0 l de una disolución de HCl 6,0 M que se diluyen con agua hasta un volumen final de 6,0 l.
- **b.** Se añade agua a 0,50 l de NaOH 12 M para preparar 3,0 l de disolución diluida de NaOH.
- **c.** Una alícuota de 10,0 ml de una disolución de KOH al 25% (m/v) se diluye con agua hasta un volumen final de 100,0 ml.
- **d.** Una alícuota de 50,0 ml de una disolución de H_2SO_4 al 15% (m/v) se diluye con agua hasta un volumen final de 250 ml.

7.54 Calcula la concentración final de las siguientes disoluciones diluidas:
- **a.** Se añade agua a 1,0 l de HNO_3 4,0 M para preparar 8,0 l de disolución diluida.
- **b.** Se añade agua a 0,25 l de KOH 6,0 M para preparar 2,0 l de disolución diluida de KOH.
- **c.** Una alícuota de 50,0 ml de una disolución de NaOH al 8,0% (m/v) se diluye con agua hasta un volumen final de 200,0 ml.
- **d.** Una alícuota de 5,0 ml de una disolución de ácido acético ($HC_2H_3O_2$) al 50,0% (m/v) se diluye con agua hasta un volumen final de 25 ml.

7.55 Calcula el volumen final de las siguientes disoluciones diluidas:
- **a.** Litros de HCl 0,20 M que se pueden preparar a partir de 20,0 ml de HCl 6,0 M.
- **b.** Mililitros de NaOH al 2,0% (m/v) que se pueden preparar a partir de 50,0 ml de NaOH al 10% (m/v).
- **c.** Litros de H_3PO_4 0,50 M que se pueden preparar a partir de 0,500 l de H_3PO_4 6,0 M.
- **d.** Mililitros de disolución de glucosa al 5,0% (m/v) que se pueden preparar a partir de 75,0 ml de disolución de glucosa al 12% (m/v).

7.56 Calcula el volumen final (ml) de las siguientes disoluciones diluidas:
- **a.** Una disolución de KOH al 1,0% (m/v) preparada a partir de 10,0 ml de una disolución de KOH al 20,0% (m/v).
- **b.** Una disolución de HCl 0,10 M preparada a partir de 25 ml de HCl 6,0 M.
- **c.** Una disolución de NaOH 1,0 M preparada a partir de 50,0 ml de una disolución de NaOH 12 M.
- **d.** Una disolución de NaCl al 1,0% (m/v) preparada a partir de 18 ml de una disolución de NaCl al 4,0% (m/v).

7.6 DISOLUCIONES Y REACCIONES QUÍMICAS

EL OBJETIVO ES...

calcular la cantidad de otro reactivo o del producto de la reacción a partir del volumen y de la molaridad de una disolución.

Cuando las reacciones químicas involucran disoluciones acuosas, generalmente se utilizan la molaridad y el volumen para calcular bien los moles de sustancia que se necesitan para que la reacción tenga lugar, o aquellos que se producen durante la misma. Por otro lado, si se conocen los moles de soluto, se puede determinar el volumen de la disolución a partir de la ecuación de la reacción ajustada, como se recoge en el ejercicio resuelto 7.15.

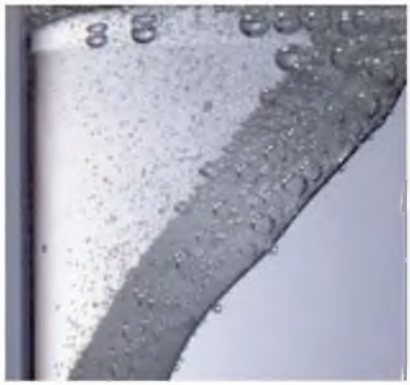
EJERCICIO RESUELTO 7.15

Disoluciones y reacciones químicas

El zinc reacciona con el HCl para producir $ZnCl_2$ y liberar hidrógeno gaseoso, H_2.

$$Zn(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$$

¿Cuántos litros de HCl 1,50 M van a reaccionar completamente con 5,32 g de zinc?



SOLUCIÓN

Paso 1 **Dato** 5,32 g de Zn y disolución de HCl 1,50 M

Incógnita litros de disolución de HCl

Paso 2 **Método.** Vamos a comenzar transformado los gramos de zinc, uno de los datos del problema, en moles. Para ello empleamos la masa atómica del zinc, y después utilizaremos la relación de moles de la ecuación y la molaridad del HCl como factores de conversión.

g de Zn → Peso atómico → moles de Zn → Relación de moles → moles de HCl → Molaridad → l de HCl

Guía para operaciones con disoluciones en reacciones químicas

1. Determinar las cantidades dadas en el problema y las que se necesitan.
2. Establecer un método para calcular la cantidad o la concentración que se necesita.
3. Establecer equivalencias y factores de conversión que incluyan la concentración y las relaciones entre los moles.
4. Resolver el problema para calcular la cantidad o la concentración que se necesita.

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión.**

Peso atómico del Zn

1 mol de Zn = 65,4 g de Zn

$$\frac{1 \text{ mol de Zn}}{65{,}4 \text{ g de Zn}} \text{ y } \frac{65{,}4 \text{ g de Zn}}{1 \text{ mol de Zn}}$$

Relación de moles

1 mol de Zn = 2 moles de HCl

$$\frac{1 \text{ mol de Zn}}{2 \text{ moles de HCl}} \text{ y } \frac{2 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ mol de Zn}}$$

Molaridad del HCl

1 l de HCl = 1,50 moles de HCl

$$\frac{1 \text{ l de HCl}}{1{,}50 \text{ moles de HCl}} \text{ y } \frac{1{,}50 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ l de HCl}}$$

Paso 4 **Resolución.** El problema se resuelve ahora siguiendo el método establecido anteriormente:

$$5{,}32 \text{ g de Zn} \times \frac{1 \text{ mol de Zn}}{65{,}4 \text{ g de Zn}} \times \frac{2 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ mol de Zn}} \times \frac{1 \text{ l de HCl}}{1{,}50 \text{ moles de HCl}}$$

$$= 0{,}108 \text{ l de HCl}$$

¡AHORA TÚ!

En la reacción química del ejercicio resuelto 7.15, ¿cuántos gramos de zinc reaccionan con 225 ml de HCl 0,200 M?

EJERCICIO RESUELTO 7.16

Volumen de un reactivo

¿Cuántos litros de $BaCl_2$ 0,250 M reaccionan completamente con 0,0325 l de una disolución de Na_2SO_4 0,160 M?

$$Na_2SO_4(aq) + BaCl_2(aq) \longrightarrow BaSO_4(s) + 2NaCl(aq)$$

SOLUCIÓN

Primero se escribe una lista con los volúmenes y las molaridades de los compuestos que aparecen en la ecuación.

Paso 1 **Dato** 0,0325 l de Na_2SO_4 0,160 M y $BaCl_2$ 0,250 M

Incógnita litros de $BaCl_2$

Paso 2 **Método.** Empezamos a trabajar con el volumen de 0,325 l y utilizamos las molaridades de las disoluciones como factores de conversión. Después, partimos del volumen y la molaridad del Na_2SO_4 para calcular los moles de Na_2SO_4, que pueden ser convertidos a moles de $BaCl_2$ mediante la relación entre los moles indicada en la ecuación. Finalmente, utilizamos la molaridad del $BaCl_2$ como factor de conversión para calcular el volumen de disolución de $BaCl_2$.

l de Na_2SO_4 → Molaridad → moles de Na_2SO_4 → Relación entre moles → moles de $BaCl_2$ → Molaridad → l de $BaCl_2$

Paso 3 **Equivalencias/factores de conversión.**

Molaridad del Na_2SO_4

1 l de disolución de Na_2SO_4 = 0,160 moles de Na_2SO_4

$$\frac{1 \text{ l de } Na_2SO_4}{0{,}160 \text{ moles de } Na_2SO_4} \text{ y } \frac{0{,}160 \text{ moles de } Na_2SO_4}{1 \text{ l de } Na_2SO_4}$$

Relación de moles

$$1 \text{ mol de } Na_2SO_4 = 1 \text{ mol de } BaCl_2$$

$$\frac{1 \text{ mol de } Na_2SO_4}{1 \text{ mol de } BaCl_2} \text{ y } \frac{1 \text{ mol de } BaCl_2}{1 \text{ mol de } Na_2SO_4}$$

Molaridad del $BaCl_2$

$$1 \text{ l de disolución de } BaCl_2 = 0{,}250 \text{ moles de } BaCl_2$$

$$\frac{1 \text{ l de disolución de } BaCl_2}{0{,}250 \text{ moles de } BaCl_2} \text{ y } \frac{0{,}250 \text{ moles de } BaCl_2}{1 \text{ l de disolución de } BaCl_2}$$

Paso 4 Resolución.

$$0{,}0325 \text{ l de } Na_2SO_4 \times \frac{0{,}160 \text{ moles de } Na_2SO_4}{1 \text{ l de } Na_2SO_4} \times \frac{1 \text{ mol de } BaCl_2}{1 \text{ mol de } Na_2SO_4}$$

$$\times \frac{1 \text{ l de disolución de } BaCl_2}{0{,}250 \text{ moles de } BaCl_2} = 0{,}0208 \text{ l de } BaCl_2$$

¡AHORA TÚ!

En la reacción química del ejercicio resuelto 7.16, ¿cuántos mililitros de Na_2SO_4 0,330 M van a reaccionar completamente con 26,8 ml de $BaCl_2$ 0,216 M?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Disoluciones y reacciones químicas

7.57 Dada la siguiente reacción química:

$$Pb(NO_3)_2(aq) + 2KCl(aq) \longrightarrow PbCl_2(s) + 2KNO_3(aq)$$

a. ¿Cuántos gramos de $PbCl_2$ se forman en la reacción entre 50,0 ml de KCl 1,50 M y un exceso de $Pb(NO_3)$?

b. ¿Cuántos mililitros de $Pb(NO_3)$ 2,00 M reaccionan con 50,0 ml de KCl 1,50 M?

7.58 Dada la siguiente reacción química:

$$NiCl_2(aq) + 2NaOH(aq) \longrightarrow Ni(OH)_2(s) + 2NaCl(aq)$$

a. ¿Cuántos mililitros de NaOH 0,200 M reaccionan con 18,0 ml de $NiCl_2$ 0,500 M?

b. ¿Cuántos gramos de $Ni(OH)_2$ se forman en la reacción con 35,0 ml de NaOH 1,75 M?

7.59 En la reacción química:

$$Mg(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$$

a. ¿Cuántos mililitros de HCl 6,00 M reaccionarán con 15,0 g de magnesio?

b. ¿Cuántos moles de hidrógeno gaseosos se formarán cuando reaccionen 0,500 ml de HCl 2,00 M?

7.60 El carbonato de calcio de la piedra caliza reacciona con el HCl para producir cloruro de calcio en disolución y dióxido de carbono gaseoso:

$$CaCO_3(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow CaCl_2(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$$

a. ¿Cuántos mililitros de HCl 0,200 M reaccionan con 8,25 g de $CaCO_3$?

b. ¿Cuántos moles de CO_2 se forman cuando reacciona 15,5 ml de HCl 3,00 M con $CaCO_3$ en exceso?

7.7 PROPIEDADES DE LAS DISOLUCIONES

EL OBJETIVO ES...

identificar si una mezcla es una disolución, un coloide o una suspensión. Comprender la ósmosis y la diálisis.

Las partículas de soluto de una disolución tienen una gran influencia en las propiedades de la disolución. En la mayoría de las disoluciones que hemos estudiado hasta el momento, el soluto se disolvía liberando partículas que se distribuían uniformemente por el disolvente, dando lugar a una disolución homogénea; por eso, cuando se observa una disolución —por ejemplo, de sal en agua— no se puede distinguir visualmente el soluto del disolvente, y la disolución es transparente. Las partículas de la disolución son tan pequeñas que pueden atravesar los filtros y las membranas semipermeables. Una **membrana semipermeable** permite el paso de moléculas de disolvente, como el agua, y de partículas pequeñas, pero impide el paso de moléculas mayores.

Química y salud

Las disoluciones y los coloides en el cuerpo

En el cuerpo, los coloides son retenidos por las membranas semipermeables. Por ejemplo, el tejido intestinal permite a las partículas de nutriente disueltas su paso a los sistemas circulatorio y linfático. Sin embargo, los coloides presentes en los alimentos son demasiado grandes para atravesar las membranas, y por eso permanecen en el tracto intestinal. Mediante la digestión se fragmentan las grandes partículas coloidales —como el almidón o las proteínas— en partículas más pequeñas —como la glucosa o los aminoácidos—, que pueden atravesar la membrana intestinal y penetrar en el sistema circulatorio. Algunos alimentos —como el salvado, un tipo de fibra— no se fragmentan en la digestión y atraviesan inalterados el intestino.

Como las proteínas son coloides, permanecen en el interior de las células. Sin embargo, muchas de las sustancias necesarias para la supervivencia de las células, como el oxígeno, los aminoácidos, los electrolitos, la glucosa y algunos minerales, pueden atravesar la membrana celular. Del mismo modo, los productos de desecho, como la urea y el dióxido de carbono, salen de la célula y pueden ser excretados

Coloides

Las partículas de las dispersiones coloidales, o **coloides**, son mucho mayores que las partículas de soluto de las disoluciones. Las partículas coloidales son moléculas grandes, como las proteínas o grupos de moléculas o iones. Los coloides son mezclas homogéneas que no se separan ni sedimentan; y son lo suficientemente pequeñas para atravesar los filtros, pero demasiado grandes para pasar a través de membranas semipermeables. La tabla 7.9 recoge algunos ejemplos de coloides.

Suspensiones

Las **suspensiones** son mezclas heterogéneas, no uniformes, y son muy diferentes de las disoluciones y de los coloides. Las partículas que forman las suspensiones son tan grandes que en ocasiones se pueden distinguir a simple vista. No pueden atravesar ni los filtros ni las membranas semipermeables.

TABLA 7.9 Ejemplos de coloides

	Sustancia en dispersión	Medio de dispersión
Niebla, nubes, aerosoles	Líquido	Gas
Polvo en suspensión, humo	Sólido	Gas
Espuma de afeitar, nata montada, espuma de jabón	Gas	Líquido
Poliestireno expandido, esponja de azúcar	Gas	Sólido
Mayonesa, mantequilla, leche homogeneizada, loción de manos	Líquido	Líquido
Queso, mantequilla	Líquido	Sólido
Sangre, pinturas de látex, gelatina	Sólido	Líquido

El peso de las partículas de soluto en suspensión hace que las suspensiones sedimenten con el tiempo. Por ejemplo, si se agita una mezcla de agua y de barro, al cabo de un rato ambos se separan y las partículas en suspensión van al fondo del recipiente, dejando un líquido claro en la parte de arriba. Muchos medicamentos comunes son suspensiones, como la loción de calamina, algunas mezclas antiácidas o la penicilina líquida. Es muy importante agitar bien los medicamentos que se toman como una suspensión para suspender todas las partículas sólidas antes de su administración.

Las plantas de tratamiento de aguas emplean las propiedades de las suspensiones para purificar el agua. Cuando los floculantes, como el sulfato de aluminio o el sulfato férrico, se añaden al agua sin tratar, reaccionan con sus impurezas, formando grandes partículas en suspensión que se llaman flóculos. En las plantas de tratamiento, los flóculos y otras partículas se eliminan fácilmente mediante filtros que dejan pasar el agua limpia pero retienen estos sólidos.

La tabla 7.10 compara los diferentes tipos de mezclas, y la figura 7.6 muestra algunas de las propiedades de las disoluciones, coloides y suspensiones.

TABLA 7.10 Comparación entre disoluciones, coloides y suspensiones

Tipo de mezcla	Tipo de partícula	Sedimentación	Separación
Disolución	Partículas pequeñas, como átomos, iones o moléculas pequeñas	Las partículas no sedimentan	Las partículas no se pueden separar ni mediante membranas semipermeables ni mediante filtros
Coloide	Moléculas grandes o grupos de moléculas o iones	Las partículas no sedimentan	Las partículas se pueden separar mediante membranas semipermeables, pero no mediante filtros
Suspensión	Partículas muy grandes, incluso visibles	Las partículas sedimentan más o menos rápido	Las partículas se pueden separar mediante filtros

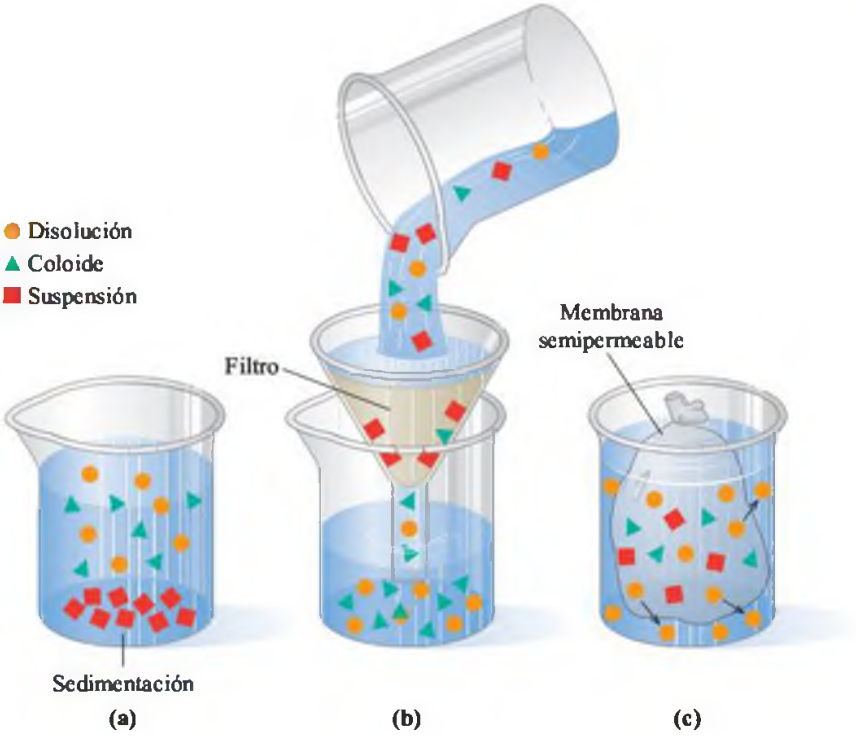


FIGURA 7.6 Propiedades de los distintos tipos de mezclas: **(a)** las suspensiones sedimentan; **(b)** las suspensiones se separan mediante un filtro; **(c)** las partículas de una disolución atraviesan las membranas semipermeables, pero los coloides y las suspensiones, no.

P Se necesita un filtro para separar las partículas de una disolución, pero mediante una membrana semipermeable se pueden separar los coloides. Explica esta diferencia

EJERCICIO RESUELTO 7.17

Clasificación de las mezclas

Indica si las siguientes mezclas son una disolución, un coloide o una suspensión:

a. Una mezcla que se separa rápidamente en reposo.
b. Una mezcla cuyas partículas de soluto atraviesan tanto los filtros como las membranas semipermeables.

SOLUCIÓN

a. suspensión **b.** disolución

¡AHORA TÚ!

Las enzimas son proteínas que catalizan reacciones químicas en las células del cuerpo. Si una mezcla acuosa de enzimas no puede atravesar la pared celular, ¿la mezcla es una disolución o un coloide?

Ósmosis y diálisis

La entrada y salida de agua en las células vegetales, así como en las de nuestro propio cuerpo, tiene una gran importancia biológica. Mediante el proceso llamado **ósmosis** las moléculas de agua atraviesan una membrana semipermeable desde una disolución con menor contenido de soluto a otra disolución con mayor contenido de soluto. Supongamos que en un aparato de ósmosis se coloca agua pura en un lado de la membrana semipermeable y una disolución de sacarosa en el otro. La membrana semipermeable permite el flujo de las pequeñas moléculas de agua de un lado a otro, pero impide el paso de las moléculas de sacarosa por su mayor tamaño. Como la disolución tiene una mayor concentración de soluto, hay un mayor número de moléculas de agua fluyendo en la dirección de la disolución. El volumen de la disolución aumenta, mientras que el volumen del agua pura se reduce. El movimiento del agua diluye la disolución para igualar —o intentar igualar— las concentraciones a ambos lados de la membrana.

Finalmente, el aumento de la altura de la disolución provocado por el incremento de su volumen crea una presión que empuja a las moléculas de agua de nuevo hacia la disolución

WEB TUTORIAL
Diffusion
Osmosis

Investiga tu entorno

La ósmosis en la vida diaria

1. Coloca unos trozos de frutas secas, como uvas y ciruelas pasas o láminas de plátano seco, en un vaso con agua. Obsérvalas después de una hora. Obsérvalas de nuevo al día siguiente.
2. Coloca unas uvas en una disolución concentrada de sal en agua. Obsérvalas después de una hora. Obsérvalas de nuevo al día siguiente.
3. Coloca una rodaja de patata en un vaso con agua y otra en una disolución concentrada de sal en agua. Después de 1-2 horas, fíjate en la forma y en el tamaño de las rodajas. Obsérvalas de nuevo al día siguiente.

PREGUNTAS

1. ¿Cómo ha cambiado la forma de las frutas secas después de estar sumergidas en agua? Explica por qué.
2. ¿Cómo ha cambiado la forma de las uvas después de haber estado sumergidas en una disolución concentrada de sal? Explica por qué.
3. ¿Cómo ha cambiado la forma y el tamaño de la rodaja de patata que ha estado sumergida en agua respecto a la que ha estado sumergida en agua salada? Explica por qué.
4. ¿Por qué en algunas fruterías se vaporiza agua sobre algunos productos frescos, como las lechugas, zanahorias o pepinos?

acuosa, hasta que finalmente el flujo de agua entre los dos compartimentos se acaba igualando. Esta presión, llamada **presión osmótica**, evita la entrada de más agua en el compartimento que contiene la disolución más concentrada. La presión osmótica depende de la concentración de partículas de soluto en la disolución, de modo que cuanto mayor sea el número de partículas disueltas, mayor va a ser la presión osmótica. En este caso, la disolución de sacarosa tiene una presión osmótica mayor que la del agua pura, cuya presión osmótica es cero.

Mediante el proceso llamado ósmosis inversa, a una disolución se le aplica una presión mayor que la presión osmótica, de modo que el agua fluye en sentido inverso, es decir, el

EJERCICIO RESUELTO 7.18

Presión osmótica

Una disolución de sacarosa al 2% (m/v) y otra al 8% (m/v) están separadas mediante una membrana semipermeable.

a. ¿Qué disolución de sacarosa tiene la mayor presión osmótica?
b. ¿En qué dirección fluye el agua inicialmente?
c. En el equilibrio, ¿qué compartimento tendrá el mayor nivel de líquido?

SOLUCIÓN

a. La disolución al 8% (m/v) tiene la mayor concentración de soluto, más partículas de soluto y, por ello, la mayor presión osmótica.
b. Inicialmente, el agua fluirá desde la disolución al 2% (m/v) hacia la disolución más concentrada al 8% (m/v).
c. El nivel del compartimento de la disolución inicialmente al 8% (m/v) será el mayor.

¡AHORA TÚ!

Si una disolución de glucosa al 10% (m/v) y otra de glucosa al 5% (m/v) están separadas mediante una membrana semipermeable, ¿qué disolución verá reducido su volumen?

agua abandona el compartimento con la concentración de soluto más elevada. La ósmosis inversa se emplea en las plantas desalinizadoras para obtener agua pura a partir del agua marina (salada).

Disoluciones isotónicas

Las membranas celulares son semipermeables, por lo que la ósmosis es un proceso que se da continuamente en los sistemas biológicos. Los solutos de las disoluciones corporales como la sangre, la linfa, el plasma o cualquier otro fluido corporal ejercen una presión osmótica. La mayoría de las disoluciones intravenosas son **disoluciones isotónicas**, es decir, que ejercen la misma presión osmótica que los fluidos corporales. El prefijo *iso* significa igual, mientras que *tónica* se refiere a la presión osmótica de la disolución en la célula. En los hospitales, las disoluciones isotónicas o **disoluciones fisiológicas** más habituales son las disoluciones de NaCl al 0,90 % (m/v) y la de glucosa al 5,0% (m/v). A pesar de que no contienen las mismas partículas que los fluidos corporales, estas disoluciones ejercen la misma presión osmótica.

Disoluciones hipotónicas e hipertónicas

Cuando se introduce un glóbulo rojo en una disolución isotónica, este conserva su volumen normal, ya que el flujo de agua hacia dentro y hacia fuera del glóbulo rojo es exactamente el mismo (figura 7.7a). Sin embargo, cuando el glóbulo rojo se introduce en una disolución que no es isotónica, las diferencias de presión osmótica entre el interior y el exterior alteran drásticamente su volumen. Así, cuando el glóbulo rojo se introduce en agua pura, que es una **disolución hipotónica** (*hipo* significa «menor que»), el agua fluye hacia el interior de la célula por ósmosis (figura 7.7b). Este aumento de líquido en el interior hace que la célula se hinche e incluso llegue a explotar, en un proceso llamado **hemolisis**. Un proceso similar ocurre cuando se colocan alimentos deshidratados —como pasas o frutas secas— en agua, ya que el agua penetra en sus células y estos alimentos se rehidratan y reblandecen.

Sin embargo, cuando se introduce un glóbulo rojo en una disolución **hipertónica**, con una concentración de soluto mayor (*hiper* significa «mayor que»), el agua abandona la célula por ósmosis. Imaginemos que se introduce un glóbulo rojo en una disolución de NaCl al 10% (m/v). La presión osmótica del glóbulo rojo es igual a la de una disolución de NaCl al 0,9% (m/v), por lo que la disolución de NaCl al 10% (m/v) tiene una presión osmótica mucho mayor. Al perderse el agua de su interior, el glóbulo rojo se encoge en un proceso llamado **crenación** (fig. 7.7c). Un fenómeno similar sucede en la producción de encurtidos, cuando una disolución hipertónica de sal hace que los pepinillos y otros vegetales se arruguen al perder el agua que contienen.

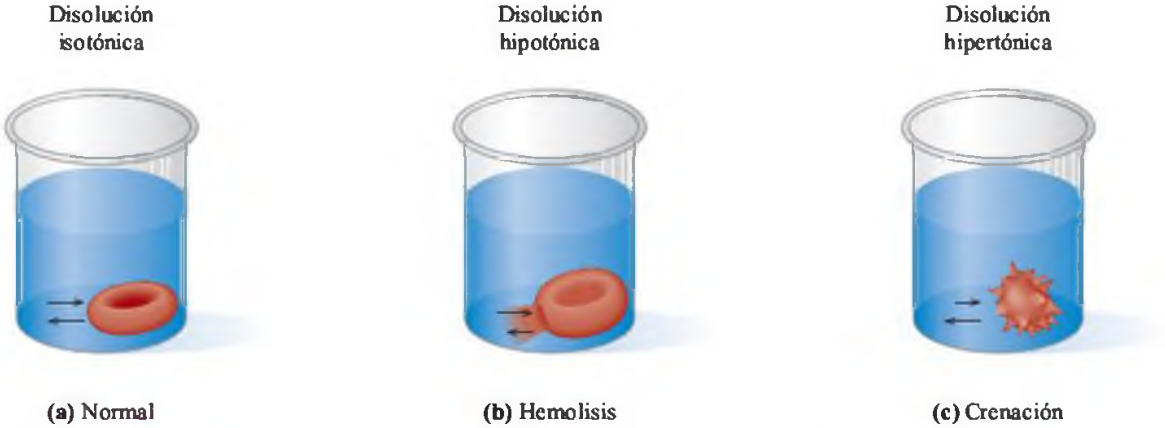


FIGURA 7.7 **(a)** Un glóbulo rojo conserva su volumen en una disolución isotónica. **(b)** Hemolisis: en una disolución hipotónica, el agua fluye al interior del glóbulo rojo, haciendo que se hinche y finalmente explote. **(c)** Crenación: en una disolución hipertónica el agua abandona el interior del glóbulo rojo, que se encoge.

P ¿Qué le sucedería a un glóbulo rojo que se introdujese en una disolución de NaCl al 4% (m/v)?

EJERCICIO RESUELTO 7.19

Disoluciones isotónicas, hipotónicas e hipertónicas

Clasifica las siguientes disoluciones como isotónicas, hipotónicas o hipertónicas. Indica si un glóbulo rojo introducido en cada una de ellas sufriría hemolisis, crenación o ninguna alteración.

a. una disolución de glucosa al 5,0% (m/v)
b. una disolución de NaCl al 0,2% (m/v)

SOLUCIÓN

a. Una disolución de glucosa al 5,0% (m/v) es isotónica. Un glóbulo rojo no sufriría ningún cambio en ella.
b. Una disolución de NaCl al 0,2% (m/v) es hipotónica. Un glóbulo rojo sufriría hemolisis en ella.

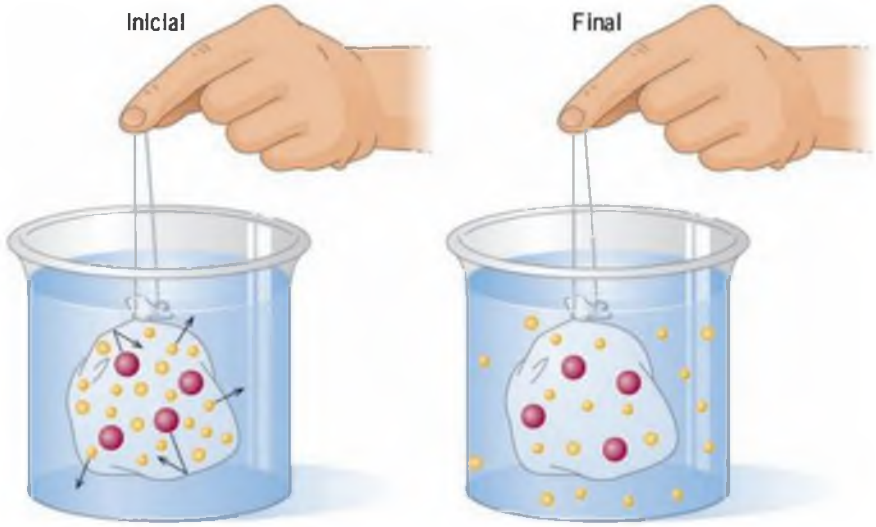
¡AHORA TÚ!

¿Cuál es el efecto de una disolución de glucosa al 10% (m/v) sobre un glóbulo rojo?

Diálisis

La **diálisis** es un proceso similar a la ósmosis, en el que una membrana semipermeable, llamada membrana de diálisis, permite el paso a través de ella de moléculas pequeñas de soluto, iones y de agua, pero retiene partículas mayores, como los coloides. La diálisis es un método para separar las disoluciones de los coloides.

Supongamos que llenamos una bolsa de celofán con una disolución que contiene NaCl, glucosa, almidón y proteínas y la colocamos en un recipiente con agua pura. El celofán es una membrana de diálisis, y los iones sodio y cloruro y las moléculas de glucosa la pueden atravesar penetrando en el agua que rodea la bolsa. Sin embargo, el almidón y las proteínas permanecerán en su interior, ya que son coloides. Por su parte, las moléculas de agua fluirán hacia el interior de la bolsa por ósmosis. Al final, las concentraciones de iones sodio y cloruro y de moléculas de glucosa a ambos lados de la membrana de diálisis será igual, de modo que para eliminar más NaCl o glucosa, tendremos que introducir de nuevo la bolsa de celofán en agua pura.



Partículas pequeñas de la disolución, como Na^+, Cl^-, glucosa
Partículas coloidales como almidón y proteínas

Química y salud

Diálisis en el riñón y diálisis artificial

Las membranas de los riñones son capaces de depurar los fluidos corporales mediante procesos de diálisis, eliminando sustancias de desecho, exceso de sales y agua. En un adulto, cada riñón contiene más de 2 millones de nefronas. En la parte superior de cada una de ellas existe una red de capilares sanguíneos llamada glomérulo.

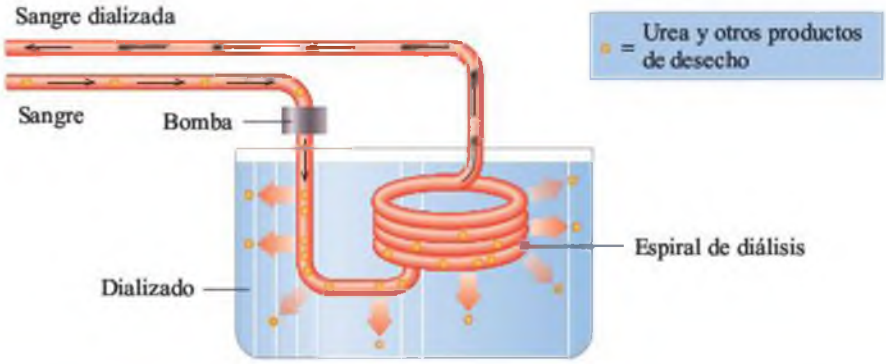
Cuando la sangre fluye al interior de los glomérulos, las partículas pequeñas —como los aminoácidos, la glucosa, la urea, el agua y ciertos iones— atraviesan las paredes de los capilares y penetran en las nefronas. A medida que estas sustancias se desplazan por el interior de las nefronas, las que todavía le son útiles al cuerpo (como los aminoácidos, algunos iones y el 99% del agua) son reabsorbidas, mientras que los productos de desecho resultantes, fundamentalmente urea, se excretan por la orina.

HEMODIÁLISIS

Cuando los riñones no son capaces de eliminar los productos de desecho mediante diálisis, los niveles de urea se incrementan, lo que puede poner en peligro la vida del paciente en un tiempo relativamente corto. Por tanto, una persona con fallo renal debe utilizar para vivir un riñón artificial, que purifica la sangre mediante la **hemodiálisis**.

Un riñón artificial típico es una máquina con un gran depósito de agua, de unos 100 l de capacidad, con algunos electrolitos disueltos. En el centro de este baño de diálisis (dialisato) hay una espiral de diálisis o una membrana de celulosa. Cuando la sangre del paciente pasa por la espiral de diálisis, los productos de desecho, altamente concentrados, se eliminan de la sangre por diálisis. En el proceso no hay pérdida de sangre, ya que la membrana no es permeable a partículas grandes como los glóbulos rojos.

Los pacientes de diálisis no generan mucha orina, por lo que retienen un gran volumen de agua entre un tratamiento de diálisis y otro, haciendo que su corazón tenga que trabajar más para bombear la sangre. Por ello, los pacientes de diálisis tienen muy restringida la ingesta de líquidos y tan solo pueden tomar unas pocas cucharadas de agua al día. Durante la diálisis, la presión de la sangre aumenta al pasar por la espiral de diálisis, lo que provoca la eliminación de parte del agua de la sangre. En algunos pacientes de diálisis se pueden eliminar entre 2-10 l de agua en cada tratamiento. Los pacientes de diálisis necesitan dos o tres tratamientos a la semana, cada uno con una duración de unas 5 a 7 horas. Afortunadamente, los tratamiento de diálisis más modernos requieren menos tiempo, y algunos pacientes pueden incluso hacerlos en su casa gracias a los equipos portátiles.



EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Propiedades de las disoluciones

7.61 Indica si las siguientes propiedades son características de disoluciones, de coloides o de suspensiones:
a. Una mezcla que no se puede separar mediante una membrana semipermeable.
b. Una mezcla que sedimenta con el tiempo.

7.62 Indica si las siguientes propiedades son características de disoluciones, de coloides o de suspensiones:
a. Las partículas de la mezcla permanecen en el interior de una membrana semipermeable, pero atraviesan los filtros.
b. Las partículas de soluto son muy grandes y visibles.

7.63 **a.** ¿Cómo obtienen las plantas el agua del suelo?
b. ¿Por qué los pepinillos en vinagre están arrugados?

7.64 **a.** ¿Por qué no se debe beber mucha agua de mar?
b. ¿Por qué la sal conserva los alimentos?

7.65 Un compartimento con una disolución de almidón al 10% (m/v) y otro con agua pura están separados por una membrana de ósmosis:
a. ¿Qué disolución tiene la mayor presión osmótica?
b. ¿En qué sentido migrará inicialmente el agua?
c. ¿Qué compartimento aumentará su volumen?

7.66 Dos disoluciones, una de albúmina al 0,1% (m/v) y otra al 2% (m/v) están separadas por una membrana semipermeable (la albúmina es una partícula coloidal):
a. ¿Qué compartimento tiene la mayor presión osmótica?
b. ¿En qué sentido migrará inicialmente el agua?
c. ¿Qué compartimento aumentará su volumen?

7.67 Indica qué compartimento (A o B) aumentará su volumen al separar las siguientes disoluciones con una membrana semipermeable:

	A	B
a.	glucosa al 5,0% (m/v)	glucosa al 10% (m/v)
b.	albúmina al 4% (m/v)	albúmina al 8% (m/v)
c.	NaCl al 0,1% (m/v)	NaCl al 10% (m/v)

7.68 Indica qué compartimento (A o B) aumentará su volumen al separar las siguientes disoluciones con una membrana semipermeable:

	A	B
a.	glucosa al 20% (m/v)	glucosa al 10% (m/v)
b.	albúmina al 10% (m/v)	albúmina al 2% (m/v)
c.	NaCl al 0,5% (m/v)	NaCl al 5% (m/v)

7.69 Las siguientes disoluciones, ¿son isotónicas, hipertónicas o hipotónicas en comparación con un glóbulo rojo?
a. agua destilada
b. glucosa al 1% (m/v)
c. NaCl al 0,9% (m/v)
d. glucosa al 5,0% (m/v)

7.70 Si se introduce un glóbulo rojo en las siguientes disoluciones, ¿sufrirá crenación, hemolisis o ningún cambio?
a. glucosa al 1% (m/v)
b. NaCl al 2% (m/v)
c. NaCl al 5% (m/v)
d. NaCl al 0,1% (m/v)

7.71 Las siguientes mezclas se introducen en el interior de una bolsa de diálisis que se sumerge en agua destilada. ¿Qué sustancias podremos encontrar en el agua fuera de la bolsa?
a. una disolución de NaCl
b. una disolución de almidón (coloide) y alanina (aminoácido)
c. una disolución de NaCl y almidón (coloide)
d. una disolución de urea

7.72 Las siguientes mezclas se introducen en el interior de una bolsa de diálisis que se sumerge en agua destilada. ¿Qué sustancias podremos encontrar en el agua destilada de fuera de la bolsa?
a. una disolución de KCl y de glucosa
b. una disolución de albúmina (coloide)
c. una disolución de albúmina (coloide), KCl y glucosa
d. una disolución de urea y NaCl

MAPA CONCEPTUAL

¡DE UN VISTAZO!

7.1 Disoluciones

El objetivo es... identificar el soluto y el disolvente de una disolución. Describir la formación de una disolución.

Una disolución se forma cuando un soluto se disuelve en un disolvente. En la disolución, las partículas del soluto se distribuyen uniformemente en el disolvente. El soluto puede ser líquido, sólido o gas. La presencia de enlaces polares O—H posibilita la formación de enlaces por puente de hidrógeno con moléculas de agua. Los solutos iónicos se disuelven en agua, un disolvente polar, ya que las moléculas de agua atraen y separan a los iones llevándolos a la disolución, donde se hidratan. La expresión «semejante disuelve a semejante» significa que los solutos polares o iónicos se disuelven en disolventes polares, mientras que los solutos no polares se disuelven en disolventes no polares.

7.2 Electrolitos y no electrolitos

El objetivo es... clasificar los solutos como electrolitos o no electrolitos.

Las sustancias que liberan iones al disolverse en agua se llaman electrolitos, ya que sus disoluciones conducen la corriente eléctrica. Los electrolitos fuertes están completamente disociados en iones, mientras que los débiles solo lo están parcialmente. Los no electrolitos son sustancias que al disolverse en agua liberan moléculas, y por tanto sus disoluciones no conducen la corriente eléctrica. Un equivalente es la cantidad de un electrolito que posee un mol de carga positiva o negativa: un mol de Na^+ es un equivalente; un mol de Ca^{2+} son dos equivalentes. En las disoluciones para la reposición de fluidos corporales las concentraciones de electrolitos se suelen expresar como mEq/l de disolución.

7.3 Solubilidad

El objetivo es... definir la solubilidad, distinguir entre una disolución saturada y otra que no lo está.

La solubilidad de un soluto es la máxima cantidad del mismo que se puede disolver en 100 g de disolvente. Una disolución que contiene la máxima cantidad de soluto disuelto es una disolución saturada; una que contiene menos es no saturada. Al aumentar la temperatura se incrementa la solubilidad en agua de la mayoría de los sólidos, pero la de los gases disminuye.

7.4 Concentración en porcentaje

El objetivo es... calcular la concentración en porcentaje del soluto de una disolución; emplear la concentración en porcentaje para calcular la cantidad de soluto en disolución.

La concentración de una disolución es la cantidad de soluto que hay disuelto en una determinada cantidad de disolvente. El porcentaje en masa expresa la relación entre la masa de soluto y la de disolución multiplicada por 100. La concentración en porcentaje se puede expresar con las relaciones volumen/volumen y masa/volumen. En los cálculos de los gramos o mililitros de soluto o de disolución, la concentración en porcentaje se suele emplear como un factor de conversión.

7.5 Molaridad y dilución

El objetivo es... calcular la molaridad de una disolución y emplear la molaridad para calcular los moles de soluto o el volumen necesario para preparar una disolución. Comprender el proceso de dilución de una disolución.

La molaridad expresa los moles de soluto por litro de disolución. Las unidades de la molaridad, moles/litro, se pueden usar como factores de conversión para calcular el número de moles de soluto o el volumen de disolución. En las diluciones, el volumen de disolvente aumenta y la concentración de soluto disminuye.

7.6 Disoluciones y reacciones químicas

El objetivo es... calcular la cantidad de otro reactivo o del producto de la reacción a partir del volumen y de la molaridad de una disolución.

Cuando en una reacción química hay disoluciones implicadas, se pueden determinar los moles de una determinada sustancia a partir del volumen y de la molaridad de la disolución. Si se conoce la masa o el volumen de la disolución y la molaridad de las sustancias implicadas en la reacción, se puede emplear la ecuación de la reacción ajustada para calcular las cantidades o concentraciones de cualquier otra sustancia implicada en la reacción.

7.7 Propiedades de las disoluciones

El objetivo es... identificar si una mezcla es una disolución, un coloide o una suspensión. Comprender la ósmosis y la diálisis.

Los coloides están constituidos por partículas que no sedimentan y que pueden atravesar los filtros, pero no las membranas semipermeables. Las suspensiones tienen partículas muy grandes que sedimentan.

En la ósmosis, el disolvente (agua) atraviesa una membrana semipermeable desde una disolución con una menor concentración de soluto a otra con una concentración mayor. Las disoluciones isotónicas tienen igual presión osmótica que los fluidos corporales. Un glóbulo rojo conserva su volumen en una disolución isotónica, pero se hincha y puede llegar a explotar (hemolisis) en una disolución hipotónica, mientras que en una disolución hipertónica se encoge (crenación). En la diálisis, el agua y las moléculas pequeñas de soluto atraviesan la membrana de diálisis, mientras que las partículas más grandes se quedan retenidas.

TÉRMINOS CLAVE

Coloide Mezcla con partículas de tamaño moderadamente grande. Los coloides pueden atravesar los filtros, pero se quedan retenidos en las membranas semipermeables.

Concentración Medida de la cantidad de soluto disuelto en una determinada cantidad de disolvente.

Crenación Contracción de una célula cuando pierde el agua de su interior al introducirse en una disolución hipertónica.

Diálisis Proceso por el cual el agua y las partículas pequeñas atraviesan una membrana semipermeable.

Dilución Proceso por el cual se añade agua (disolvente) a una disolución, incrementando su volumen y disminuyendo (diluyendo) la concentración de soluto.

Disolución Mezcla homogénea con pequeñas partículas de soluto (iones o moléculas) que pueden atravesar los filtros y las membranas semipermeables.

Disolución fisiológica Disolución isotónica con los fluidos corporales y con su misma presión osmótica.

Disolución hipertónica Disolución con una mayor concentración de partículas y mayor presión osmótica que las células del cuerpo.

Disolución hipotónica Disolución con una menor concentración de partículas y menor presión osmótica que las células del cuerpo.

Disolución isotónica Disolución con la misma concentración de partículas y la misma presión osmótica que las células del cuerpo.

Disolución no saturada Disolución que contiene una cantidad de soluto menor que la que puede disolverse en el disolvente a la temperatura dada.

Disolución saturada Disolución que contiene la cantidad máxima de soluto que puede disolverse en un disolvente a una temperatura dada.

Disolvente Sustancia en la que se disuelve el soluto; generalmente es el componente mayoritario de la disolución.

Electrolito Sustancia que al disolverse en agua libera iones; sus disoluciones conducen la electricidad.

Electrolito débil Sustancia que cuando se disuelve en agua solo libera unos pocos iones y mayoritariamente moléculas. Sus disoluciones son malas conductoras de la electricidad.

Electrolito fuerte Compuesto polar o iónico que se disocia completamente en iones cuando se disuelve en agua. Sus disoluciones son buenas conductoras de la corriente eléctrica.

Enlace de hidrógeno Atracción entre un átomo de hidrógeno con carga parcialmente positiva de una molécula y un átomo altamente electronegativo —como el oxígeno— de otra molécula.

Equivalente (Eq) Cantidad de un ión positivo o negativo con 1 mol de carga eléctrica.

Hemodiálisis Limpieza mecánica de la sangre mediante un riñón artificial, cuyo funcionamiento se basa en la diálisis.

Hemólisis Hinchamiento y rotura de eritrocitos en una solución hipotónica como consecuencia de un incremento en el volumen líquido.

Hidratación Proceso por el cual los iones de una disolución son rodeados por moléculas de agua.

Ley de Henry La solubilidad de un gas en un líquido se encuentra directamente relacionada con la presión que ejerce dicho gas sobre el líquido.

Membrana semipermeable Membrana que permite el paso de ciertas sustancias pero bloquea el paso de otras.

Molaridad (M) Moles de soluto en 1 l de disolución.

No electrolito Sustancia que al disolverse en agua libera moléculas; sus disoluciones no conducen la corriente eléctrica.

Ósmosis Flujo de un disolvente, generalmente agua, a través de una membrana semipermeable y hacia una disolución más concentrada.

Porcentaje en masa Gramos de soluto en 100 g de disolución.

Porcentaje en masa/volumen Gramos de soluto en 100 ml de disolución.

Porcentaje de volumen Concentración porcentual que establece el volumen de soluto en 100 ml exactos de solución.

Presión osmótica Presión que detiene el flujo de agua hacia la disolución más concentrada en un proceso de ósmosis.

Solubilidad Cantidad máxima de soluto que puede disolverse en 100 g de disolvente, generalmente agua, a una temperatura dada.

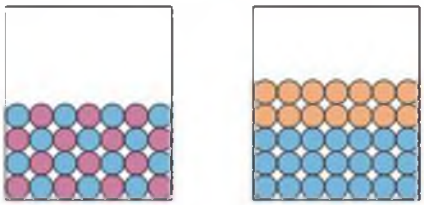
Soluto Componente minoritario de la disolución.

Suspensión Mezcla en la que las partículas de soluto son lo suficientemente grandes y densas para sedimentar y ser retenidas por filtros y membranas semipermeables.

COMPRENDER LOS CONCEPTOS

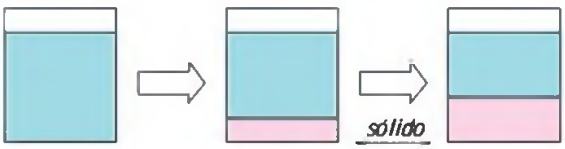
7.73 Señala las figuras en las que se cumplen las siguientes afirmaciones:

a. un soluto polar y un disolvente polar
b. un soluto no polar y un disolvente polar
c. un soluto no polar y un disolvente no polar



1. 2.

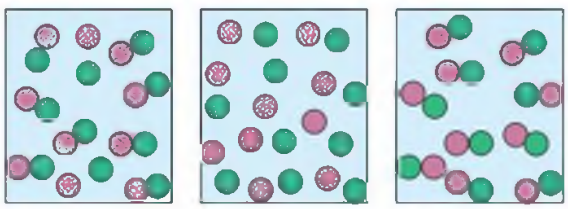
7.74 ¿Crees que la disolución (1) ha sido calentada o enfriada para dar lugar a los sólidos representados en (2) y (3)?



1. 2. 3.

7.75 Escoge el dibujo que mejor represente la disolución formada por un soluto que es:

a. un no electrolito
b. un electrolito débil
c. un electrolito fuerte



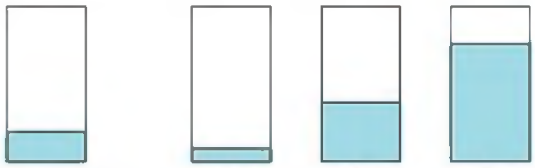
1. 2. 3.

7.76 ¿Por qué las hojas de lechuga de la ensalada se marchitan después de aderezarlas con sal?

7.77 Los encurtidos se preparan sumergiendo algunas hortalizas, por ejemplo pepinillos, en salmuera —una disolución de sal y agua—. ¿Por qué los pepinillos, tersos, se arrugan como pasas al encurtirse?

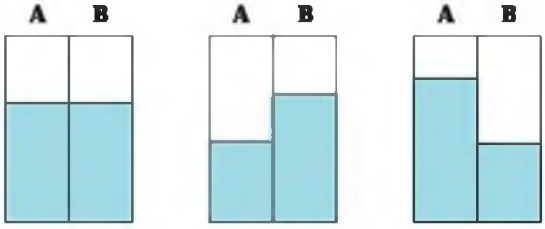
7.78 Escoge el recipiente que represente la dilución de una disolución de KCl al 4% (m/v) para formar cada una de las siguientes disoluciones

a. KCl al 2% (m/v)
b. KCl al 1% (m/v)



4% (m/v) NaCl 1. 2. 3.

7.79 Una membrana semipermeable separa los compartimentos A y B. Si inicialmente los niveles de las disoluciones en A y B eran iguales, escoge el dibujo que corresponda con los niveles finales en cada caso:



1. 2. 3.

	Disolución en A	Disolución en B
a.	almidón al 2% (m/v)	almidón al 8% (m/v)
b.	almidón al 1% (m/v)	almidón al 1% (m/v)
c.	sacarosa al 5% (m/v)	sacarosa al 1% (m/v)
d.	sacarosa al 0,1% (m/v)	sacarosa al 1% (m/v)

7.80 Señala el dibujo que mejor representa la forma de un glóbulo rojo que se introduce en las siguientes disoluciones:

1. 2. 3.

Glóbulo rojo normal

a. NaCl al 0,90% (m/v)
b. glucosa al 10% (m/v)
c. NaCl al 0,01% (m/v)
d. glucosa al 5,0% (m/v)
e. glucosa al 1% (m/v)

EJERCICIOS Y PROBLEMAS ADICIONALES

7.81 ¿Por qué el yodo se disuelve en hexano y no en agua?

7.82 ¿Cómo afecta la presión y la temperatura a la solubilidad de los sólidos y gases en agua?

7.83 Calcula el porcentaje en masa (% m/m) de una disolución que contiene 15,5 g de Na_2SO_4 y 75,5 g de H_2O.

7.84 ¿Cuántos gramos de K_2CO_3 contienen 750 ml de una disolución de K_2CO_3 al 3,5% (m/v)?

7.85 Una paciente es alimentada mediante líquidos administrados por la vena cava. Cada 12 horas se le administran 500 ml de una disolución que contiene aminoácidos (proteínas) al 5,0% (m/v) y glucosa (carbohidratos) al 20% (m/v) junto a otros 500 ml de una disolución de grasas (lípidos) al 10% (m/v).
a. ¿Cuántos gramos de aminoácidos, glucosa y lípidos se le administran a la paciente al día?
b. ¿Cuántas kilocalorías recibe cada día?

7.86 Un brandy tiene un contenido en alcohol del 40,0% (m/v). ¿Cuántos mililitros de alcohol contienen 750 ml de brandy?

7.87 ¿Cuántos mililitros de una disolución de alcohol etílico al 12% (v/v) se necesitan para obtener 4,5 ml de alcohol etílico puro?

7.88 ¿Cuántos litros de disolución de glucosa al 5% (v/v) se necesitan para obtener 75 g de glucosa?

7.89 Si trabajases en un laboratorio, ¿cómo prepararías 0,250 l de una disolución de KCl 2,00 M?

7.90 ¿Cuál es la molaridad de una disolución que contiene 15,6 g de KCl en un volumen de 274 ml?

7.91 Se ha preparado una disolución con 70,0 g de HNO_3 y 130,0 g de H_2O, con una densidad de 1,21 g/ml:
a. ¿Cuál es el porcentaje en masa (% m/m) de la disolución de HNO_3?
b. ¿Cuál es el volumen total de la disolución?
c. ¿Cuál es su porcentaje en masa/volumen (% m/v)?
d. ¿Cuál es su molaridad (M)?

7.92 ¿Cuál es la molaridad de una disolución de NaOH al 15% (m/v)?

7.93 ¿Cuántos gramos de soluto contienen las siguientes disoluciones?
a. 2,5 l de $Al(NO_3)_3$ 3,0 M
b. 75 ml de $C_6H_{12}O_6$ 0,50 M
c. 235 ml de LiCl 1,80 M

7.94 ¿Cuántos mililitros de las siguientes disoluciones contienen 25,0 g de NaOH?
a. KOH 2,50 M
b. KOH 0,750 M
c. KOH 5,60 M

7.95 Determinado antiácido contiene hidróxido de aluminio, $Al(OH)_3$. ¿Cuántos mililitros de HCl 6,00 M reaccionarán completamente con 60,0 ml de $Al(OH)_3$ 1,00 M?

$$Al(OH)_3(s) + 3HCl(aq) \longrightarrow AlCl_3(aq) + 3H_2O(aq)$$

7.96 ¿Por qué en el dialisato de un equipo de diálisis (riñón artificial) se emplean concentraciones isotónicas de NaCl, KCl, $NaHCO_3$ y glucosa?

7.97 ¿Por qué se utilizan disoluciones con un alto contenido en sal para preparar flores secas?

7.98 Un paciente de diálisis tiene niveles elevados de urea y de sodio en sangre, pero el nivel de potasio es bajo. ¿Por qué se debe preparar en este caso una disolución de diálisis con un alto contenido en potasio pero bajo en sodio y en urea?

7.99 ¿Por qué no se debe beber agua de mar, incluso si uno ha quedado aislado en una isla desierta?

7.100 El carbonato de calcio $CaCO_3$ reacciona con el ácido del estómago (HCl, ácido clorhídrico), según la siguiente ecuación:

$$CaCO_3(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow CaCl_2(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$$

Un antiácido contiene $CaCO_3$. Si se añade este antiácido a 20,0 ml de HCl 0,400 M, ¿cuántos gramos de CO_2 gaseoso se liberan?

¡ACEPTA EL RETO!

7.101 En un experimento de laboratorio se depositan en un plato evaporador 10,0 ml de una disolución de NaCl. La masa del plato es de 24,10 g y la masa combinada del plato evaporador y de la disolución de NaCl es de 36,15 g. Tras evaporar el disolvente, el plato evaporador y el NaCl seco tienen una masa combinada de 25,50 g.
a. ¿Cuál es el porcentaje en masa (m/m) de la disolución de NaCl?
b. ¿Cuál es la molaridad (M) de la disolución de NaCl?
c. Si se le añade agua a 10,0 ml de la disolución inicial de NaCl para llevarla a un volumen final de 60,0 ml, ¿cuál es la molaridad de la disolución diluida de NaCl?

7.102 Una disolución contiene 4,56 g de KCl en un volumen de 175 ml. Si la densidad de la disolución de KCl es de 1,12 g/ml, ¿cuál es su porcentaje en masa (m/m) y su molaridad (M)?

7.103 El fluoruro de potasio tiene una solubilidad de 92 g de KF en 100 g de H_2O a 18 °C. Determina si las siguientes mezclas son disoluciones saturadas o no saturadas a 18 °C:
a. 35 g de KF y 25 g de H_2O
b. 42 g de KF y 50 g de H_2O
c. 145 g de KF y 150 g de H_2O

7.104 Se ha preparado una disolución disolviendo 22,0 g de NaOH en 118,0 g de agua. La disolución de NaOH resultante tiene una densidad de 1,15 g/ml:
a. ¿Cuál es el porcentaje en masa (m/m) de la disolución?
b. ¿Cuál es el volumen total de la disolución?
c. ¿Cuál es la molaridad (M) de la disolución?

7.105 ¿Cuántos mililitros de una disolución de LiCl 1,75M contienen 15,2 g de LiCl?

7.106 ¿Cuántos gramos de NaBr hay en 75,0 ml de una disolución de NaBr 1,50 M?

7.107 El magnesio reacciona con el HCl produciendo cloruro de magnesio e hidrógeno gaseoso:

$$Mg(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$$

¿Cuál es la molaridad de la disolución de HCl inicial si cuando reaccionan 250 ml de la misma se liberan 4,20 l de H_2 gaseoso, medido en condiciones normales?

7.108 ¿Cuántos gramos de NO gaseoso se generan a partir de 80,0 ml de HNO_3 4,00 M y un exceso de cobre?

$$3Cu(s) + 8HNO_3(aq) \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2(aq) + 4H_2O(l) + 2NO(g)$$

RESPUESTAS

Respuestas de *¡Ahora tú!*

7.1 El yodo es el soluto y el etanol el disolvente.

7.2 Sí. Tanto el soluto como el disolvente son no polares y «semejante disuelve a semejante».

7.3 Las disoluciones de los electrolitos débiles contienen mayoritariamente iones y solo algunas moléculas.

7.4 0,194 moles de Cl^-

7.5 57 g de $NaNO_3$

7.6 Lo más probable es que la solubilidad sea mayor, ya que la solubilidad de la mayoría de los sólidos aumenta al aumentar la temperatura.

7.7 Una disolución de NaCl al 3,4% (m/m).

7.8 Una disolución de Br_2 en CCl_4 al 4,8% (m/v).

7.9 18,0 g de KI

7.10 KNO_3 2,12 M

7.11 123 g de $NaHCO_3$

7.12 750 ml de HCl

7.13 HCl al 3,0% (m/v)

7.14 120 ml

7.15 1,47 g de Zn

7.16 17,5 ml

7.17 Coloide

7.18 Glucosa al 5% (m/v)

7.19 El glóbulo rojo se contraerá (sufrirá crenación).

Respuestas de los *Ejercicios y problemas* seleccionados

7.1 **a.** El NaCl es el soluto, el disolvente es el agua.
b. El soluto es el agua, el etanol es el disolvente.
c. El oxígeno es el soluto, el nitrógeno es el disolvente.

7.3 Las moléculas de agua, polares, separan los iones K^+ y I^- del cristal disolviéndolos e hidratándolos.

7.5 **a.** agua **b.** CCl_4 **c.** agua **d.** CCl_4

7.7 En la disolución de KF, solo hay iones K^+ y I^-. En la disolución de HF solo hay algunos iones H^+ y F^- y una mayoría de moléculas de HF disueltas.

7.9 **a.** $KCl(s) \xrightarrow{H_2O} K^+(aq) + Cl^-(aq)$
b. $CaCl_2(s) \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq)$
c. $K_3PO_4(s) \xrightarrow{H_2O} 3K^+(aq) + PO_4^{3-}(aq)$
d. $Fe(NO_3)_3(s) \xrightarrow{H_2O} Fe^{3+}(aq) + 3NO_3^-(aq)$

7.11 **a.** mayoritariamente moléculas y algunos iones
b. solo iones
c. solo moléculas

7.13 **a.** electrolito fuerte
b. electrolito débil
c. no electrolito

7.15 **a.** 1 Eq **b.** 2 Eq **c.** 2 Eq **d.** 6 Eq

7.17 0,154 moles de Na^+, 0,154 moles de Cl^-

7.19 55 mEq/l

7.21 **a.** saturada **b.** no saturada

7.23 **a.** no saturada
b. no saturada
c. saturada

7.25 **a.** 68 g de KCl
b. 12 g de KCl

7.27 **a.** La solubilidad de los solutos sólidos generalmente se incrementa al aumentar la temperatura.
b. La solubilidad de los gases disminuye al aumentar la temperatura.
c. La solubilidad del gas es menor al aumentar la temperatura y la presión del CO_2 en la lata se incrementa.

7.29 Glucosa al 5% (m/m) indica que hay 5 g de glucosa en 100 g de disolución, mientras que glucosa al 5% (m/v) indica que hay 5 g de glucosa en 100 ml de disolución.

7.31 **a.** 17% (m/m) **b.** 5.3% (m/m)

7.33 **a.** 30% (m/v) **b.** 11% (m/v)

7.35 **a.** 2,5 g de KCl **b.** 50 g de NH_4Cl

7.37 79,9 ml de alcohol

7.39 **a.** 20 g de manitol **b.** 240 g de manitol

7.41 2 l

7.43 **a.** glucosa 0,50 M **b.** KOH 0,036 M
c. NaCl 0,250 M

7.45 **a.** 3,0 moles de NaCl **b.** 0,40 moles de KBr
c. 0,25 moles de $MgCl_2$

7.47 **a.** 120 g de NaOH **b.** 60 g de KCl
c. 5,5 g de HCl

7.49 **a.** 1,5 l **b.** 10 l **c.** 62,5 ml

7.51 Al añadir agua (disolvente) a la sopa aumenta el volumen y disminuye la concentración de tomate.

7.53 **a.** HCl 2,0 M **b.** NaOH 2,0 M
c. KOH al 2,5% (m/v) **d.** H2SO4 al 3,0% (m/v)

7.55 **a.** 0,60 l **b.** 250 ml
c. 6,0 l **d.** 180 ml

7.57 **a.** 10,4 g de $PbCl_2$
b. 18,8 ml de disolución de $Pb(NO_3)_2$

7.59 **a.** 206 ml de disolución de HCl
b. 0,500 moles de H_2 gaseoso

7.61 **a.** disolución **b.** suspensión

7.63 **a.** Las membranas de la raíces de las plantas son semipermeables. Debido a la mayor concentración de solutos en el interior de la planta, el agua fluye por ósmosis de la tierra húmeda hacia el interior de las plantas.
b. Como la salmuera (disolución de sales en agua) tiene mayor concentración de soluto, el agua fluye del pepinillo a la salmuera y queda encurtido.

7.65 **a.** disolución de almidón
b. del agua pura a la disolución de almidón
c. disolución de almidón

7.67 **a.** B contiene disolución de glucosa al 10% (m/v)
b. B contiene disolución de albúmina al 8% (m/v)
c. B contiene disolución de NaCl al 10% (m/v)

7.69 **a.** hipotónica **b.** hipotónica
c. isotónica **d.** isotónica

7.71 **a.** NaCl **b.** alanina
c. NaCl **d.** urea

7.73 **a.** 1 **b.** 2
c. 1

7.75 **a.** 3 **b.** 2 **c.** 2

7.77 La piel del pepinillo actúa como una membrana semipermeable, y la disolución más diluida de su interior fluye hacia la salmuera.

7.79 **a.** 2 **b.** 1 **c.** 3 **d.** 2

7.81 El yodo es una sustancia no polar y se disolverá en hexano, un disolvente no polar. El yodo no se disuelve en agua porque el agua es un disolvente polar.

7.83 17,0% (m/m)

7.85 **a.** 50 g de aminoácidos, 200 g de glucosa y 100 g de lípidos
b. 1900 kcal

7.87 38 ml de disolución

7.89 Para preparar una disolución de KCl 2,00 M se pesan 37,3 g de KCl (0,500 moles) y se introducen en un matraz aforado. Después se añade agua para disolver el KCl hasta un volumen final de 0,250 l.

7.91 **a.** HNO_3 al 35,0% (m/m) **b.** 165 ml
c. HNO_3 al 42,4% (m/v) **d.** 6,73 M

7.93 **a.** 1600 g de $Al(NO_3)_2$ **b.** 6,8 g de $C_6H_{12}O_6$
c. 17,9 g de LiCl

7.95 30,0 ml de disolución de HCl

7.97 La disolución deshidrata las flores porque el agua abandona las flores por ósmosis pasando a la disolución salina más concentrada (hipertónica).

7.99 Al beber agua de mar, las células del cuerpo pierden agua por ósmosis, deshidratando aún más a la persona.

7.101 **a.** 11,6% (m/m) **b.** 2,39 M **c.** 0,398 M

7.103 **a.** saturada **b.** no saturada **c.** saturada

7.105 205 ml

7.107 1,50 ml

8 Ácidos y bases

EN ESTA UNIDAD...

8.1 Ácidos y bases

8.2 Fuerza de ácidos y bases

8.3 Ionización del agua

8.4 La escala de pH

8.5 Reacciones de ácidos y bases

8.6 Tampones

«En un laboratorio de análisis rápidos, recibimos muestras de sangre de pacientes en situaciones de emergencia», dice Audrey Trautwein, técnico de laboratorio clínico del Santa Clara Valley Medical Center. «Puede ser necesario que comprobemos el estado de un paciente accidentado que entra en urgencias o de un paciente que está sufriendo una operación quirúrgica. Por ejemplo, un pH ácido en la sangre disminuye la función cardiaca y afecta a la actividad de ciertos fármacos. En una situación de emergencia, es crítico que obtengamos resultados rápidamente. Esto se consigue utilizando un analizador de gases en sangre. Al introducir una pequeña muestra de sangre en el analizador, un pequeño sensor saca un volumen medido, que es analizado simultáneamente para saber los valores de pH, P_{O_2} y P_{CO_2} así como de electrolitos, glucosa y hemoglobina. Aproximadamente en un minuto tenemos los resultados, que se envían al ordenador del médico».

the Chemistry place

Visita **www.chemplace.com** y encontrarás cuestiones adicionales, tutoriales interactivos, información profesional, diapositivas en PowerPoint para repasar el capítulo, ayuda para resolver las operaciones matemáticas y casos prácticos.

Los limones, los pomelos y el vinagre tienen un gusto agrio porque contienen ácidos; en el estómago existe ácido que ayuda a digerir la comida; se forma ácido láctico en los músculos al hacer ejercicio; el ácido procedente de algunas bacterias torna ácida la leche para fabricar queso fresco o yogur. Las bases son sustancias que neutralizan a los ácidos. Algunas veces se ingiere un antiácido como la leche de magnesia para contrarrestar los efectos de un exceso de ácido en el estómago.

El pH de una disolución describe su acidez. El pH de los fluidos corporales, incluyendo la sangre y la orina, está regulado principalmente por los pulmones y los riñones. Los grandes cambios en el pH de los fluidos corporales pueden afectar enormemente a las actividades biológicas en el interior de las células. Los tampones están presentes en el cuerpo para evitar las grandes variaciones en el pH.

8.1 ÁCIDOS Y BASES

EL OBJETIVO ES...

describir y nombrar ácidos y bases; identificar los ácidos y bases de Brønsted-Lowry.

El término *ácido* proviene de la palabra latina *acidus*, que significa «agrio». Seguro que te resulta familiar el gusto agrio del vinagre o de los limones, así como de otros ácidos presentes en los alimentos.

En 1887, el químico sueco Svante Arrhenius fue el primero que describió los **ácidos** como sustancias productoras de iones hidrógeno (H^+) al ser disueltas en agua. Por ejemplo, el cloruro de hidrógeno se ioniza en agua para dar iones hidrógeno, H^+, e iones cloruro, Cl^-. Los iones hidrógeno, H^+, proporcionan a los ácidos su sabor agrio, cambian el color azul del indicador del papel de tornasol a rojo, y corroen algunos metales.

$$\underset{\text{Compuesto covalente}}{HCl\,(g)} \xrightarrow[\text{Ionización en agua}]{H_2O} H^+\,(aq) + Cl^-\,(aq)$$

WEB TUTORIAL
Nature of Acids and Bases

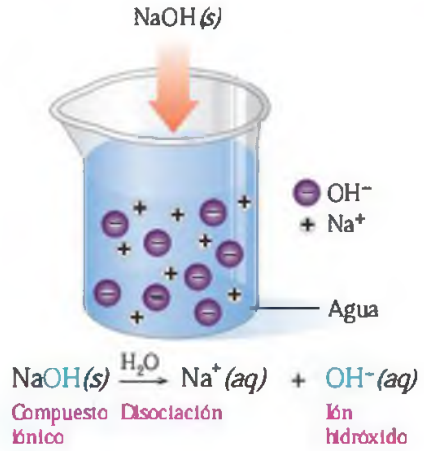
Cómo nombrar ácidos

Cuando un ácido se disuelve en agua para formar un ión hidrógeno y un anión sencillo de un no metal, se emplea el sufijo *hídrico* detrás del nombre del no metal, en lugar de la terminación *uro*, y se añade delante la palabra *ácido*. Por ejemplo, el cloruro de hidrógeno (HCl) se disuelve en agua para formar HCl*(aq)*, que se llama «ácido clorhídrico».

Cuando un ácido contiene un ión poliatómico, el nombre del ácido viene del nombre del ión poliatómico. El *ato* del nombre se sustituye por *ico* y se añade delante la palabra *ácido*. Si el ácido contiene un ión poliatómico cuyo nombre acaba en *ito*, se sustituye por *oso*. En la tabla 8.1 se recogen los nombres de algunos ácidos habituales y sus aniones.

TABLA 8.1 Nombres de ácidos habituales

Ácido	Nombre del ácido	Anión	Nombre del anión
HCl	**Ácido** clor**hídrico**	Cl^-	Clor**uro**
HBr	**Ácido** brom**hídrico**	Br^-	Brom**uro**
HNO_3	**Ácido** nítr**ico**	NO_3^-	Nitr**ato**
HNO_2	**Ácido** nitr**oso**	NO_2^-	Nitr**ito**
H_2SO_4	**Ácido** sulfúr**ico**	SO_4^{2-}	Sulf**ato**
H_2SO_3	**Ácido** sulfur**oso**	SO_3^{2-}	Sulf**ito**
H_2CO_3	**Ácido** carbón**ico**	CO_3^{2-}	Carbon**ato**
H_3PO_4	**Ácido** fosfór**ico**	PO_4^{3-}	Fosf**ato**
$HClO_3$	**Ácido** clór**ico**	ClO_3^-	Clor**ato**
$HClO_2$	**Ácido** clor**oso**	ClO_2^-	Clor**ito**
$HC_2H_3O_2$	**Ácido** acét**ico**	$C_2H_3O_2^-$	Acet**ato**



Bases

Resultan familiares algunas bases como los antiácidos, los desatascadores y los limpiadores para el horno. De acuerdo con la teoría de Arrhenius, las **bases** son compuestos iónicos que, cuando se disuelven en agua, se disocian en un ión metálico y un ión hidróxido (OH^-). Por ejemplo, el hidróxido sódico es una base de Arrhenius que se disocia con agua para dar iones sodio, Na^+, e iones hidróxido, OH^-.

La mayoría de las bases de Arrhenius están formadas por metales de los grupos 1A (1) y 2A (2), como NaOH, KOH, LiOH, y $Ca(OH)_2$. Los iones hidróxido (OH^-) dan a las bases de Arrhenius sus características comunes, como el sabor amargo y un tacto jabonoso resbaladizo. Una base vuelve azul el papel indicador de tornasol y rosa el indicador *fenolftaleína*.

Cómo nombrar bases

Las bases típicas de Arrhenius se nombran como hidróxidos.

Bases	Nombre
NaOH	**Hidróxido** de sodio (sódico)
KOH	**Hidróxido** de potasio (potásico)
$Ca(OH)_2$	**Hidróxido** de calcio (cálcico)
$Al(OH)_3$	**Hidróxido** de aluminio

EJERCICIO RESUELTO 8.1

Nombres y fórmulas de ácidos y bases

a. Nombra cada uno de los siguientes compuestos como un ácido o una base:
1. H_3PO_4 **2.** NaOH

b. Escribe la fórmula de cada uno de los siguientes ácidos o bases:
1. ácido nitroso **2.** ácido bromhídrico

SOLUCIÓN

a. 1. ácido fosfórico **2.** hidróxido sódico
b. 1. HNO_2 **2.** HBr

¡AHORA TÚ!

a. Nombra el H_2SO_4.
b. Escribe la fórmula del hidróxido de potasio.

EJERCICIO RESUELTO 8.2

Disociación de una base de Arrhenius

Escribe una ecuación para la disociación del $Ca(OH)_2$ en agua.

SOLUCIÓN

El $Ca(OH)_2$ se disuelve en agua para dar una disolución de iones calcio (Ca^{2+}) y el doble de cantidad de iones hidróxido (OH^-).

$$Ca(OH)_2(s) \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$$

¡AHORA TÚ!

Escribe una ecuación para la disociación del hidróxido de litio.

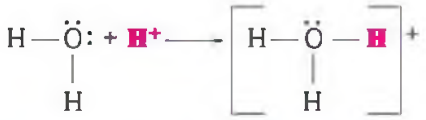
Ácidos y bases de Brønsted-Lowry

En 1923, J.N. Brønsted en Dinamarca y T.M. Lowry en Gran Bretaña ampliaron la definición de ácidos y bases. Un **ácido de Brønsted-Lowry** cede un protón (ión hidrógeno, H^+) a otra sustancia, y una **base de Brønsted-Lowry** acepta un protón.

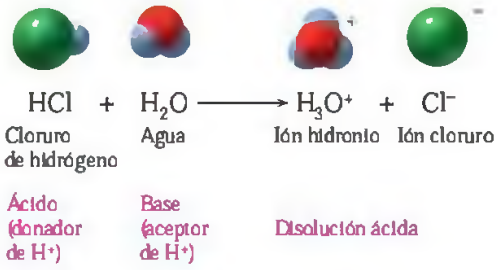
Un ácido de Brønsted-Lowry es un donador de protón (H^+).

Una base de Brønsted-Lowry es un aceptor de protón (H^+).

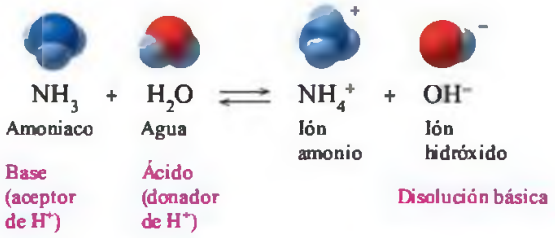
Realmente, no existe un protón libre (H^+), disociado, en el agua. Su atracción hacia las moléculas polares del agua es tan fuerte que el protón se une a una molécula de agua y forma un **ión hidronio, H_3O^+.**



Se puede escribir la formación de la disolución de ácido clorhídrico como la transferencia de un protón del cloruro de hidrógeno al agua. Al aceptar un protón en la reacción, el agua está actuando como una base, según el concepto de Brønsted-Lowry.



En otra reacción, el amoniaco (NH_3) reacciona con agua. Debido a que el átomo de nitrógeno del NH_3 tiene una fuerte atracción por un protón, el agua actúa como un ácido donando un protón.



En la tabla 8.2 se comparan algunas características de los ácidos y las bases.

TABLA 8.2 Algunas características de los ácidos y las bases

Característica	Ácido	Base
Disociación: Arrhenius	Produce H^+	Produce OH^-
Disociación: Brønsted-Lowry	Dona H^+	Acepta H^+
Electrolitos	Sí	Sí
Sabor	Agrio	Amargo, como la tiza
Tacto	Puede picar	Jabonoso, resbaladizo
Papel tornasol	Rojo	Azul
Fenolftaleína	Incoloro	Rosa
Neutralización	Neutraliza bases	Neutraliza ácidos

EJERCICIO RESUELTO 8.3

Ácidos y bases

En cada una de las siguientes ecuaciones, identifica el reactivo que es un ácido de Brønsted-Lowry y el reactivo que es una base de Brønsted-Lowry:

a. $HBr\,(aq) + H_2O\,(l) \longrightarrow H_3O^+\,(aq) + Br^-\,(aq)$
b. $H_2O\,(l) + CN^-\,(aq) \rightleftharpoons HCN\,(aq) + OH^-\,(aq)$

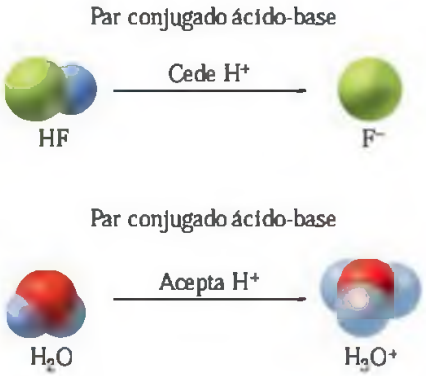
SOLUCIÓN

a. HBr, ácido; H_2O, base b. H_2O, ácido; CN^-, base

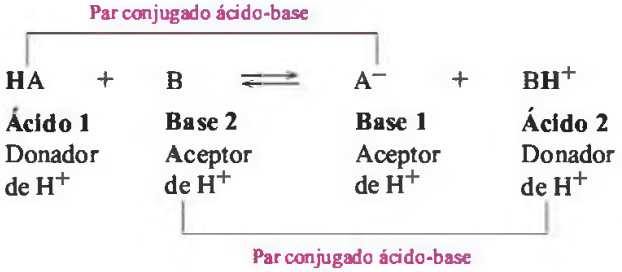
¡AHORA TÚ!

Cuando el HNO_3 reacciona con agua, el agua actúa como una base de Brønsted-Lowry. Escribe la ecuación de la reacción.

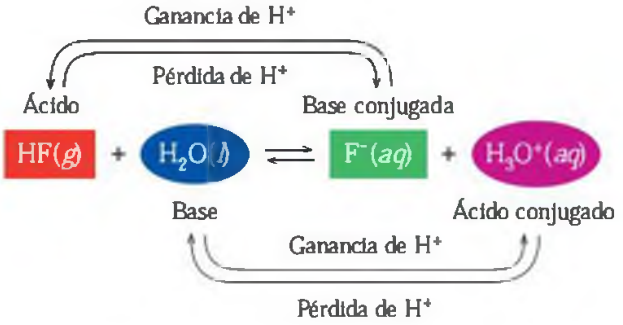
Pares conjugados ácido-base



De acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry, un **par conjugado ácido-base** está formado por moléculas o iones relacionados por la pérdida o ganancia de un H^+. Cada reacción ácido-base contiene dos pares conjugados ácido-base dado que, en ambos casos, los protones se transfieren en uno y otro sentido de la reacción. Cuando el ácido HA cede un H^+, se forma la base conjugada A^-. Cuando la base B acepta un H^+, se forma el ácido conjugado BH^+. Esto puede escribirse como una ecuación general para una reacción ácido-base de Brønsted-Lowry del siguiente modo:



Con esta base, se pueden identificar los pares conjugados ácido-base en reacciones como la que tiene lugar entre el ácido fluorhídrico y el agua. Al ser reversible la reacción, el ácido conjugado H_3O^+ puede transferir un protón a la base conjugada F^- y volver a formar el ácido HF. Empleando las relaciones de pérdida y ganancia de un H^+ se pueden identificar los pares conjugados ácido-base como HF y F^- junto con H_3O^+ y H_2O.



En otra reacción de transferencia de protones, el amoniaco, NH_3, acepta protones del H_2O para formar el ácido conjugado NH_4^+ y la base conjugada OH^-. Cada uno de estos pares conjugados ácido-base, NH_4^+ y NH_3 así como H_2O y OH^-, están relacionados por la pérdida y ganancia de un H^+. En estos dos ejemplos puede observarse que el agua puede actuar como

ácido cuando cede un H^+ y como base cuando acepta un H^+. Las sustancias que pueden actuar como ácidos y como bases son *anfóteras*. Para el caso del agua, la sustancia anfótera más común, el comportamiento como ácido o como base depende del otro reactivo.

EJERCICIO RESUELTO 8.4

Pares conjugados ácido-base

Escribe la fórmula de la base conjugada de cada uno de los siguientes ácidos de Brønsted-Lowry.

a. $HClO_3$ **b.** H_2CO_3

SOLUCIÓN

a. ClO_3^- es la base conjugada que se forma cuando el $HClO_3$ cede un H^+.
b. HCO_3^- es la base conjugada que se forma cuando el H_2CO_3 cede un H^+.

¡AHORA TÚ!

Escribe el ácido conjugado de cada una de las siguientes bases de Brønsted-Lowry.

a. HS^- **b.** NO_2^-

EJERCICIO RESUELTO 8.5

Identificar pares conjugados ácido-base

Identifica los pares conjugados ácido-base en la siguiente ecuación:

$$HBr(aq) + NH_3(aq) \longrightarrow Br^-(aq) + NH_4^+(aq)$$

SOLUCIÓN

Actuando como un ácido de Brønsted-Lowry, el HBr cede un H^+ formando Br^-, su base conjugada. El NH_3 actuando como base de Brønsted-Lowry acepta un H^+ y forma su ácido conjugado, NH_4^+. Un par conjugado ácido-base es HBr y Br^-, y el otro es NH_4^+ y NH_3.

¡AHORA TÚ!

En la siguiente reacción, identifica los pares conjugados ácido-base.

$$HCN(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightleftharpoons CN^-(aq) + HSO_4^-(aq)$$

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Ácidos y bases

81 Indica si las siguientes afirmaciones son características de un ácido o de una base:
a. Tiene gusto amargo.
b. Neutraliza las bases.
c. Forma iones H^+ en agua.
d. Se llama hidróxido potásico.

82 Indica en cada una de las siguientes afirmaciones si son características de un ácido o de una base:
a. Neutraliza los ácidos.
b. Forma iones OH^- en agua.
c. Tiene un tacto jabonoso.
d. Pone rojo el papel de tornasol.

8.3 Nombra los siguientes compuestos como ácido o base:
a. HCl **b.** $Ca(OH)_2$ **c.** H_2CO_3
d. HNO_3 **e.** H_2SO_3 **f.** $LiOH$

8.4 Nombra los siguientes compuestos como ácido o base:
a. $Al(OH)_3$ **b.** HBr **c.** H_2SO_4
d. KOH **e.** HNO_2 **f.** H_3PO_4

8.5 Escribe las fórmulas de los siguientes ácidos y bases:
a. hidróxido de magnesio **b.** ácido fluorhídrico
c. ácido fosfórico **d.** hidróxido de litio
e. hidróxido de cobre(II) **f.** ácido sulfúrico

8.6 Escribe las fórmulas de los siguientes ácidos y bases:
a. hidróxido de bario
b. ácido yodhídrico
c. ácido nítrico
d. hidróxido de hierro(III)
e. hidróxido sódico
f. ácido bromhídrico

8.7 En cada uno de los casos siguientes, identifica el ácido y la base de Brønsted-Lowry:
a. $HI(aq) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(aq) + I^-(aq)$
b. $F^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HF(aq) + OH^-(aq)$

8.8 En cada uno de los casos siguientes, identifica el ácido y la base de Brønsted-Lowry:
a. $CO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + OH^-(aq)$
b. $H_2SO_4(aq) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(aq) + HSO_4^-(aq)$

8.9 Escribe la fórmula y el nombre de la base conjugada de cada uno de los ácidos siguientes:
a. HF **b.** H_2O **c.** H_2CO_3 **d.** HSO_4^-

8.10 Escribe la fórmula y el nombre de la base conjugada de cada uno de los ácidos siguientes:
a. HCO_3^- **b.** H_3O^+ **c.** HPO_4^{2-} **d.** HNO_2

8.11 Escribe la fórmula y el nombre del ácido conjugado de cada una de las bases siguientes:
a. CO_3^{2-} **b.** H_2O **c.** $H_2PO_4^-$ **d.** Br^-

8.12 Escribe la fórmula y el nombre del ácido conjugado de cada una de las bases siguientes:
a. SO_4^{2-}
b. CN^-
c. OH^-
d. ClO_2^-, ión clorito

8.13 Identifica los pares conjugados ácido-base de Brønsted-Lowry en las siguientes ecuaciones:
a. $H_2CO_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + HCO_3^-(aq)$
b. $NH_4^+(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + NH_3(aq)$
c. $HCN(aq) + NO_2^-(aq) \rightleftharpoons CN^-(aq) + HNO_2(aq)$

8.14 Identifica los pares conjugados ácido-base de Brønsted-Lowry en las siguientes ecuaciones:
a. $H_3PO_4(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + H_2PO_4^-(aq)$
b. $CO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons OH^-(aq) + HCO_3^-(aq)$
c. $H_3PO_4(aq) + NH_3(aq) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + H_2PO_4^-(aq)$

EL OBJETIVO ES...

escribir ecuaciones para la disociación de los ácidos fuertes y débiles.

8.2 FUERZA DE ÁCIDOS Y BASES

La *fuerza* de un ácido o una base en agua viene determinada por su capacidad para ceder o aceptar protones. Un ácido fuerte cede protones con facilidad y una base los acepta con facilidad. Los ácidos fuertes y las bases fuertes se disocian totalmente en agua. En el caso de los ácidos débiles, solo unas pocas moléculas ceden sus protones, y solo unas pocas moléculas de las bases débiles aceptan los protones.

Ácidos fuertes y débiles

Los **ácidos fuertes** son ejemplos de electrolitos fuertes porque ceden sus protones con tanta facilidad que su disociación en agua es virtualmente completa. Por ejemplo, cuando el HCl, un ácido fuerte, se disocia en agua, se transfiere H^+ al H_2O y la disolución resultante contiene únicamente los iones H_3O^+ y Cl^-. Se considera que la reacción del HCl en H_2O está prácticamente desplazada al 100% hacia los productos. Por esta razón, la ecuación de un ácido fuerte como el HCl se escribe con una flecha sencilla hacia el producto.

$$HCl(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Los ácidos fuertes más comunes junto con numerosos ácidos débiles se recogen en la tabla 8.3.

La mayoría de los ácidos son débiles, lo que quiere decir que también son electrolitos débiles. Los **ácidos débiles** se disocian ligeramente en agua, es decir, un pequeño porcentaje de las moléculas disueltas ceden H^+ al H_2O. Así, un ácido débil reacciona con agua para formar solo una pequeña cantidad de iones H_3O^+. Incluso a concentraciones elevadas, los ácidos débiles forman pequeñas concentraciones de iones H_3O^+ (fig. 8.1). Muchos de los productos que se beben o se utilizan en los hogares contienen ácidos débiles. En los refrescos con burbujas (carbonatados), el CO_2 se disuelve en agua para formar ácido carbónico, H_2CO_3, un ácido débil.

$$\underset{\text{Ácido carbónico}}{H_2CO_3(aq)} + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + \underset{\text{Ión bicarbonato}}{HCO_3^-(aq)}$$

TABLA 8.3 Ácidos fuertes y débiles habituales

Aumento de la fuerza del ácido

Ácidos fuertes	
Ácido perclórico	$HClO_4$
Ácido sulfúrico	H_2SO_4
Ácido yodhídrico	HI
Ácido bromhídrico	HBr
Ácido clorhídrico	HCl
Ácido nítrico	HNO_3
Ácidos débiles	
Ión hidronio	H_3O^+
Ión hidrogenosulfato	HSO_4^-
Ácido nitroso	HNO_2
Ácido fósfórico	H_3PO_4
Ácido acético	$HC_2H_3O_2$
Ácido fluorhídrico	HF
Ácido carbónico	H_2CO_3
Ácido sulfhídrico	H_2S
Ión amonio	NH_4^+
Ácido cianhídrico	HCN
Ión bicarbonato	HCO_3^-
Ión hidrogenosulfuro	HS^-
Agua	H_2O

El ácido cítrico es un ácido débil que se encuentra en frutas y zumos de frutas como los limones, naranjas y pomelos. El vinagre contiene otro ácido débil conocido como ácido acético, $HC_2H_3O_2$. En el vinagre utilizado habitualmente en las ensaladas, el ácido acético se encuentra presente como una disolución al 5% (m/v).

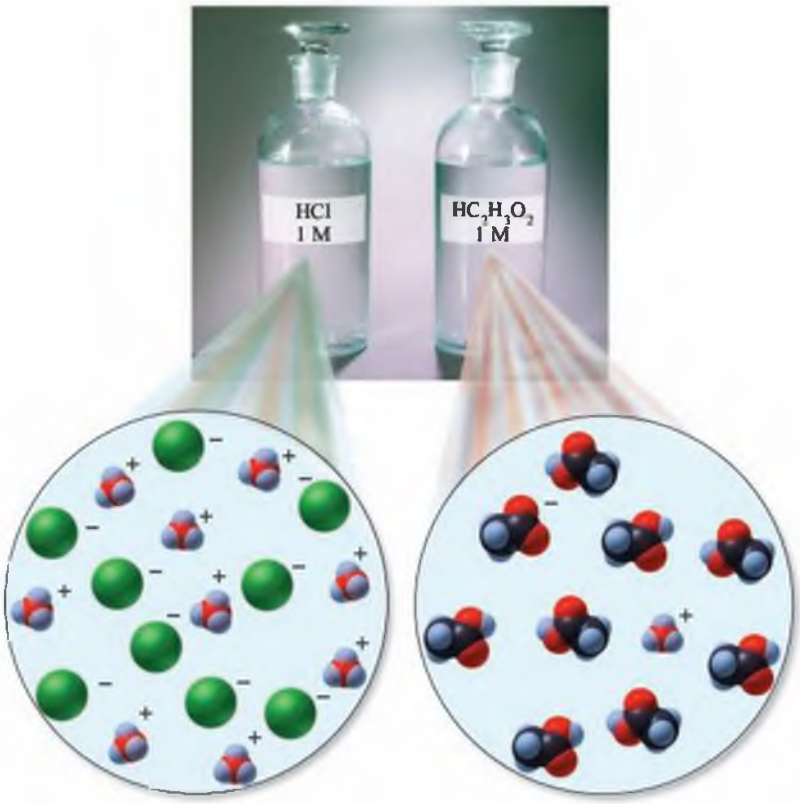


FIGURA 8.1 Un ácido fuerte como el HCl está completamente disociado (≈ 100%), mientras que un ácido débil como el $HC_2H_3O_2$ contiene mayoritariamente moléculas y unos pocos iones.
P ¿Cuál es la diferencia entre un ácido fuerte y un ácido débil?

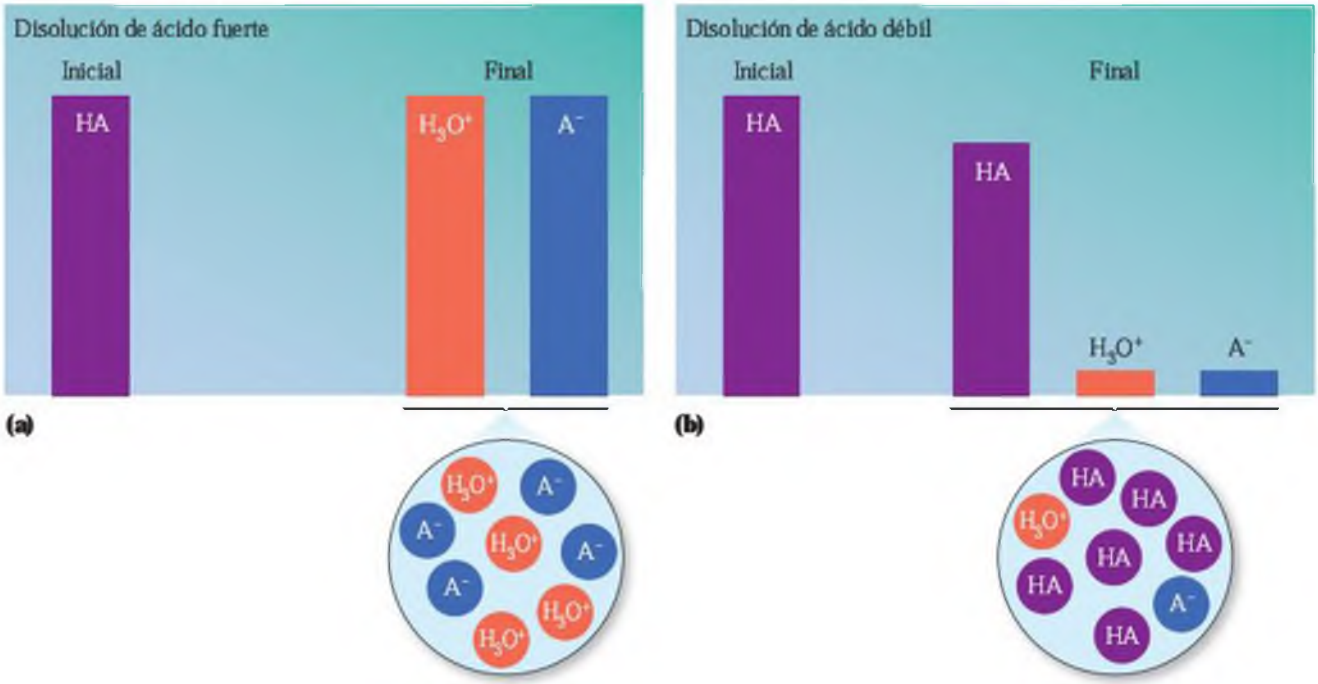


FIGURA 8.2 **(a)** Un ácido fuerte se disocia en agua para dar iones H_3O^+ y A^-. **(b)** Un ácido débil se disocia en agua solo ligeramente, para formar una disolución que contiene solo unos pocos iones H_3O^+ y A^- y la mayoría de las moléculas de HA sin disociar.

P ¿Cómo cambia la longitud de las barras correspondientes a H_3O^+ y A^- en el diagrama de un ácido fuerte en comparación con el de un ácido débil?

$$HC_2H_3O_2(l) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + C_2H_3O_2^-(aq)$$

Ácido acético — Ión acetato

En resumen, si HA es un ácido fuerte en agua, la disolución está formada por los iones H_3O^+ y A^-. Sin embargo, si HA es un ácido débil, la disolución acuosa está formada mayoritariamente por moléculas de HA sin disociar y solamente unos pocos iones H_3O^+ y A^- (fig. 8.2).

Ácido fuerte: $HA(aq) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(aq) + A^-(aq)$ (~100% disociado)

Ácido débil: $HA(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + A^-(aq)$ (% bajo de disociación)

Bases fuertes y débiles

Como electrolitos fuertes, las bases de Arrhenius son **bases fuertes** que se disocian prácticamente por completo en agua. Debido a que estas bases fuertes son compuestos iónicos, se disocian en agua para dar una disolución acuosa de un ión metálico y un ión hidróxido. Los hidróxidos del grupo 1A(1) son muy solubles en agua, por lo que pueden dar concentraciones elevadas de iones OH^-. Las otras bases fuertes son mucho menos solubles en agua, pero se disuelven completamente generando iones.

$$KOH(s) \xrightarrow{H_2O} K^+(aq) + OH^-(aq)$$

Bases Fuertes

LiOH
NaOH
KOH
$Ca(OH)_2$
$Sr(OH)_2$
$Ba(OH)_2$

Las bases fuertes, como el NaOH (también conocido como sosa), se emplean en productos caseros para eliminar la grasa de los hornos o para limpiar las cañerías. Debido a las elevadas concentraciones de iones hidróxido, pueden ocasionar daños graves en la piel y los ojos, por lo que deben seguirse cuidadosamente las instrucciones de uso en el hogar y debe supervisarse cuidadosamente su uso en los laboratorios. Si se derrama un ácido o una base sobre la piel o entra en los ojos, hay que realizar una limpieza inmediata de la zona con una gran cantidad de agua corriente.

Las **bases débiles** son electrolitos débiles que son aceptores pobres de protones y forman muy pocos iones en disolución. Una base débil típica, el amoniaco, NH_3, se emplea en productos de limpieza. En una disolución acuosa de NH_3, solo unas pocas moléculas aceptan protones para formar hidróxido amónico.

$$NH_3(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

Amoniaco — Hidróxido amónico

EJERCICIO RESUELTO 8.6

Fuerza de ácidos y bases

Responde a las siguientes preguntas seleccionando uno de los compuestos que se indican a continuación:

H_2CO_3 H_2SO_4 HNO_2

a. ¿Cuál es el ácido más fuerte?
b. ¿Cuál es el ácido más débil?

SOLUCIÓN

Como se puede comprobar en la tabla 8.3:

a. El ácido más fuerte en este grupo es el H_2SO_4.
b. El ácido más débil en este grupo es el ácido carbónico, H_2CO_3.

¡AHORA TÚ!

¿Qué base es más fuerte, KOH o NH_3?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Fuerza de ácidos y bases

815 Identifica el ácido más fuerte de cada pareja.
a. HBr o HNO_2
b. H_3PO_4 o HSO_4^-
c. HCN o H_2CO_3

816 Identifica el ácido más fuerte de cada pareja.
a. NH_4^+ o H_3O^+
b. H_2SO_4 o HCN
c. H_2O o H_2CO_3

817 Identifica el ácido más débil de cada pareja.
a. HCl o HSO_4^-
b. HNO_2 o HF
c. HCO_3^- o NH_4^+

818 Identifica el ácido más débil de cada pareja.
a. HNO_3 o HCO_3^-
b. HSO_4^- o H_2O
c. H_2SO_4 o H_2CO_3

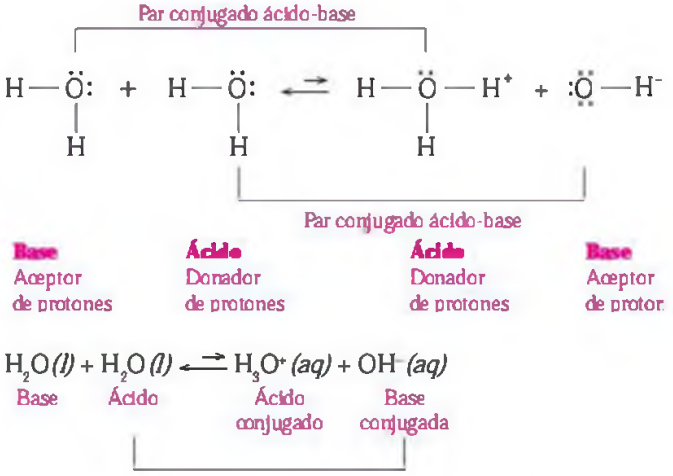
8.3 IONIZACIÓN DEL AGUA

Como hemos visto anteriormente, en algunas reacciones ácido-base el agua actúa como un ácido, y en otras como una base. ¿Quiere esto decir que el agua puede ser a la vez un ácido y una base? Eso es exactamente lo que sucede con las moléculas de agua en el agua pura.

EL OBJETIVO ES...

usar el producto iónico del agua para calcular la $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ en una disolución acuosa.

Veamos cómo ocurre. Una molécula de agua actúa como un ácido cediendo un H^+ a otra molécula de agua, que actúa como una base. Los productos que se forman son el ácido conjugado H_3O^+ y la base conjugada OH^-. Los pares conjugados ácido-base en el agua serán:



Cada vez que se transfiere un H^+ entre dos moléculas de agua, los productos son un H_3O^+ y un OH^-. Experimentalmente se ha determinado que, en agua pura, las concentraciones de H_3O^+ y OH^- a 25 °C son cada una igual a $1{,}0 \times 10^{-7}$ M. Los corchetes a ambos lados de sus símbolos indican su concentración en moles por litro (M).

Agua pura $\quad [H_3O^+] = [OH^-] = 1{,}0 \times 10^{-7}$ M

Cuando se multiplican estas concentraciones se obtiene la **constante del producto iónico del agua, K_w**, cuyo valor es $1{,}0 \times 10^{-14}$. En el valor de K_w se omiten las unidades.

$$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-]$$
$$= (1{,}0 \times 10^{-7}\ M)\ (1{,}0 \times 10^{-7}\ M) = 1{,}0 \times 10^{-14}$$

El valor de K_w de $1{,}0 \times 10^{-14}$ es importante porque se aplica a cualquier disolución acuosa: todas las disoluciones acuosas tienen H_3O^+ y OH^-.

Cuando en una disolución $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ son iguales, la disolución es **neutra**. Sin embargo, la mayoría de las disoluciones no son neutras; tienen concentraciones diferentes de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$. Si se añade un ácido al agua, hay un aumento de $[H_3O^+]$ y un descenso en $[OH^-]$, lo que supone una disolución ácida. Si se añade una base, aumenta $[OH^-]$ y disminuye $[H_3O^+]$, lo que hace la disolución básica (fig. 8.3). Sin embargo, para cualquier disolución acuosa, tanto si es neutra, como si es ácida o básica, el producto $[H_3O^+] \times [OH^-]$ es igual

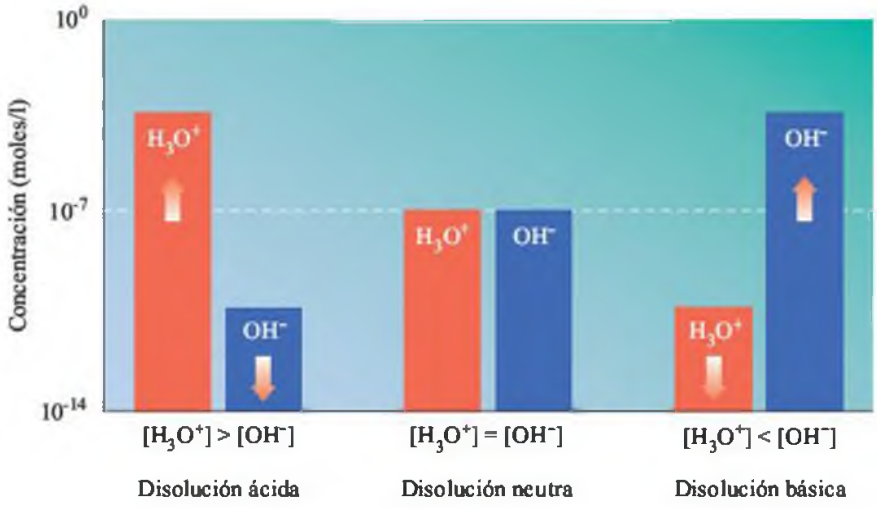


FIGURA 8.3 En una disolución neutra, las $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ son iguales. En las disoluciones ácidas, $[H_3O^+]$ es mayor que $[OH^-]$. En las disoluciones básicas, $[OH^-]$ es mayor que $[H_3O^+]$.

P Una disolución que tiene una $[H_3O^+]$ de $1{,}0 \times 10^{-3}$, ¿es ácida, básica o neutra?

TABLA 8.4 Ejemplos de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ en disoluciones neutras, ácidas y básicas

Tipo de disolución	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	K_w
Neutra	$1{,}0 \times 10^{-7}$ M	$1{,}0 \times 10^{-7}$ M	$1{,}0 \times 10^{-14}$
Ácida	$1{,}0 \times 10^{-2}$ M	$1{,}0 \times 10^{-12}$ M	$1{,}0 \times 10^{-14}$
Ácida	$2{,}5 \times 10^{-5}$ M	$4{,}0 \times 10^{-10}$ M	$1{,}0 \times 10^{-14}$
Básica	$1{,}0 \times 10^{-8}$ M	$1{,}0 \times 10^{-6}$ M	$1{,}0 \times 10^{-14}$
Básica	$5{,}0 \times 10^{-11}$ M	$2{,}0 \times 10^{-4}$ M	$1{,}0 \times 10^{-14}$

a K_w ($1{,}0 \times 10^{-14}$). Por tanto, si se conoce $[H_3O^+]$, puede emplearse K_w para calcular $[OH^-]$. O bien, si se conoce $[OH^-]$, puede emplearse K_w para calcular $[H_3O^+]$ (tabla 8.4).

$$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} \qquad [H_3O^+] = \frac{K_w}{[HO^-]}$$

Para ilustrar estos cálculos, vamos a calcular la $[H_3O^+]$ para una disolución que tiene una $[OH^-] = 1{,}0 \times 10^{-6}$ M

Guía para el cálculo de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ en disoluciones acuosas

1. Escribir la constante K_w para el agua.
2. Resolver K_w para los valores desconocidos de $[H_3O^+]$ o de $[OH^-]$.
3. Sustituir el valor conocido de $[H_3O^+]$ o de $[OH^-]$ y calcular.

Paso 1 **Escribir K_w para el agua.**

$$K_w = [H_3O^+]\,[OH^-] = 1{,}0 \times 10^{-14}$$

Paso 2 **Despejar de la ecuación de K_w el valor desconocido.** Dividiendo ambos lados por $[OH^-]$ se obtiene

$$\frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{[H_3O^+] \times \cancel{[OH^-]}}{\cancel{[OH^-]}}$$

$$[H_3O^+] = \frac{1{,}0 \times 10^{-14}}{[OH^-]}$$

Paso 3 **Sustituir el valor de $[OH^-]$, y calcular el valor de $[H_3O^+]$.**

$$[H_3O^+] = \frac{1{,}0 \times 10^{-14}}{1{,}0 \times 10^{-6}} = 1{,}0 \times 10^{-8}\ \text{M}$$

Recuerda que los corchetes alrededor de H_3O^+ y OH^- indican la molaridad (moles/litro). Debido a que el valor de $[OH^-]$ de $1{,}0 \times 10^{-6}$ M es mayor que el valor de $[H_3O^+]$ de $1{,}0 \times 10^{-8}$ M, la disolución es básica.

EJERCICIO RESUELTO 8.7

Cálculo de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ en una disolución

Una disolución de vinagre tiene una $[H_3O^+] = 2{,}0 \times 10^{-3}$ M a 25 °C. ¿Cuál es la $[OH^-]$ de la disolución de vinagre? ¿La disolución es ácida, básica o neutra?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Escribir K_w para el agua.**

$$K_w = [H_3O^+] \times [HO^-] = 1{,}0 \times 10^{-14}$$

Paso 2 **Despejar de la ecuación de K_w el valor desconocido.** Para despejar el valor de $[OH^-]$ se obtiene:

$$\frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{\cancel{[H_3O^+]} \times [OH^-]}{\cancel{[H_3O^+]}}$$

$$[OH^-] = \frac{1{,}0 \times 10^{-14}}{[H_3O^+]}$$

Paso 3 Sustituir el valor conocido de $[H_3O^+]$ o de $[OH^-]$, y calcular.

$$[OH^-] = \frac{1{,}0 \times 10^{-14}}{2{,}0 \times 10^{-3}} = 5{,}0 \times 10^{-12}\ M$$

Debido a que una concentración de $[H_3O^+]$ de $2{,}0 \times 10^{-3}$ M es mucho mayor que una concentración de $[OH^-]$ de $5{,}0 \times 10^{-12}$ M, la disolución es ácida.

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es la $[H_3O^+]$ de una disolución limpiadora de amoniaco con una $[OH^-] = 4{,}0 \times 10^{-4}$ M? ¿La disolución es ácida, básica o neutra?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Ionización del agua

8.19 ¿Por qué son iguales las concentraciones de H_3O^+ y OH^- en el agua pura?

8.20 ¿Cuál es el significado y el valor de K_w?

8.21 En una disolución ácida, ¿cómo es la concentración de H_3O^+ en comparación con la concentración de OH^-?

8.22 Si se añade una base al agua pura ¿por qué disminuye la concentración de H_3O^+?

8.23 Indica cuáles de la siguientes disoluciones son ácidas, básicas o neutras:
a. $[H_3O^+] = 2{,}0 \times 10^{-5}$ M
b. $[H_3O^+] = 1{,}4 \times 10^{-9}$ M
c. $[OH^-] = 8{,}0 \times 10^{-3}$ M
d. $[OH^-] = 3{,}5 \times 10^{-10}$ M

8.24 Indica cuáles de la siguientes disoluciones son ácidas, básicas o neutras:
a. $[H_3O^+] = 6{,}0 \times 10^{-12}$ M
b. $[H_3O^+] = 1{,}4 \times 10^{-4}$ M
c. $[OH^-] = 5{,}0 \times 10^{-12}$ M
d. $[OH^-] = 4{,}5 \times 10^{-2}$ M

8.25 Calcula la $[OH^-]$ de cada una de las siguientes disoluciones acuosas que poseen las concentraciones de $[H_3O^+]$ indicadas:
a. café, $1{,}0 \times 10^{-5}$ M
b. jabón, $1{,}0 \times 10^{-8}$ M
c. limpiador, $5{,}0 \times 10^{-10}$ M
d. zumo de limón, $2{,}5 \times 10^{-2}$ M

8.26 Calcula la $[OH^-]$ de cada una de las siguientes disoluciones acuosas que poseen las concentraciones de $[H_3O^+]$ indicadas:
a. NaOH, $1{,}0 \times 10^{-12}$ M
b. ácido acetilsalicílico, $6{,}0 \times 10^{-4}$ M
c. leche de magnesia, $1{,}0 \times 10^{-9}$ M
d. ácido del estómago, $5{,}2 \times 10^{-2}$ M

8.27 Calcula la $[OH^-]$ de cada una de las siguientes disoluciones acuosas que poseen las concentraciones de $[H_3O^+]$ indicadas:
a. vinagre, $1{,}0 \times 10^{-3}$ M
b. orina, $5{,}0 \times 10^{-6}$ M
c. amoniaco, $1{,}8 \times 10^{-12}$ M
d. NaOH, $4{,}0 \times 10^{-13}$

8.28 Calcula la $[OH^-]$ de cada una de las siguientes disoluciones acuosas que poseen las concentraciones de $[H_3O^+]$ indicadas:
a. levadura química, $1{,}0 \times 10^{-8}$ M
b. zumo de naranja, $2{,}0 \times 10^{-4}$ M
c. leche, $5{,}0 \times 10^{-7}$ M
d. lejía, $4{,}8 \times 10^{-12}$ M

EL OBJETIVO ES...

calcular el valor del pH a partir de $[H_3O^+]$; dado el pH, calcular $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ de una disolución.

8.4 LA ESCALA DE pH

En numerosos tipos de trabajos como pueden ser la terapia respiratoria, la fabricación de vinos y cervezas, la medicina, la agricultura, la limpieza de *spas* y la fabricación de jabones se necesitan operarios que midan la $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ de disoluciones; son necesarios niveles adecuados de acidez en el suelo para que puedan crecer las plantas y evitar la aparición de algas en el agua de las piscinas; la función de los riñones se comprueba midiendo los niveles de acidez de la sangre y la orina; etc.

En la escala de pH, un número entre 0 y 14 representa la concentración de $[H_3O^+]$ para la mayoría de las disoluciones. En una disolución neutra el pH es de 7,0; en una ácida es inferior a 7,0, y en una básica es superior a 7,0 (fig. 8.4).

Disolución neutra	pH = 7,0	$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-7}$ M
Disolución ácida	pH < 7,0	$[H_3O^+] > 1 \times 10^{-7}$ M
Disolución básica	pH > 7,0	$[H_3O^+] < 1 \times 10^{-7}$ M

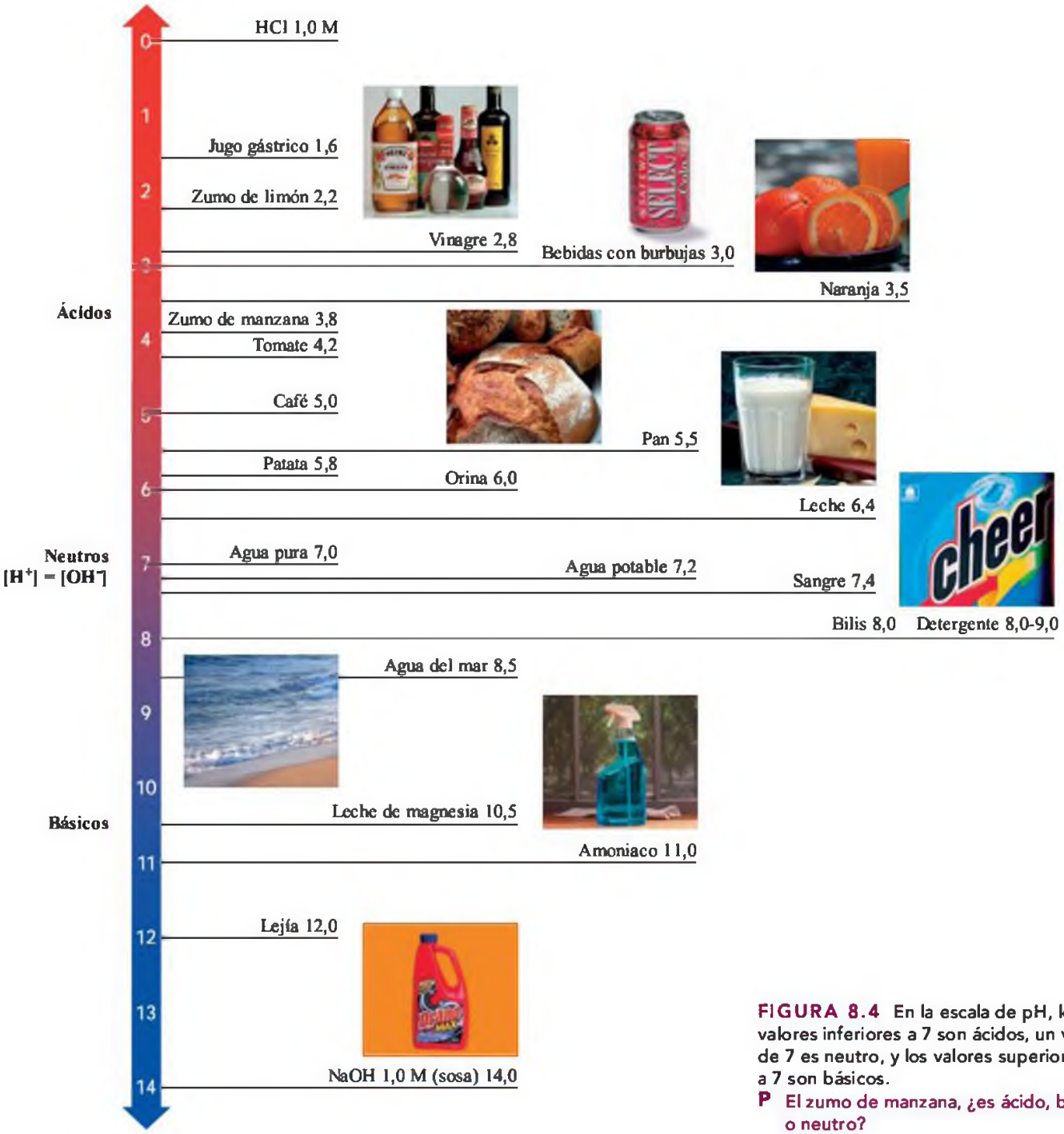


FIGURA 8.4 En la escala de pH, los valores inferiores a 7 son ácidos, un valor de 7 es neutro, y los valores superiores a 7 son básicos.

P El zumo de manzana, ¿es ácido, básico o neutro?

En el laboratorio, se emplea habitualmente un pHmetro para determinar el pH de una disolución. También existen indicadores y papeles de pH que toman colores específicos cuando se colocan en disoluciones de diferentes valores de pH. El valor del pH se determina por comparación del color con una escala de colores (fig. 8.5).

Cómo calcular del pH de disoluciones

WEB TUTORIAL
The pH Scale

La escala de pH es una escala logarítmica que corresponde a las concentraciones de ión hidronio de disoluciones acuosas. Matemáticamente, el **pH** es el logaritmo negativo (base 10) de la concentración de H_3O^+.

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

(a) (b) (c)

FIGURA 8.5 El pH de una disolución puede determinarse empleando **(a)** un pHmetro, **(b)** un papel pH o **(c)** indicadores que toman diferentes colores correspondientes a los diferentes valores de pH.
P Si en un pHmetro se lee el valor 4,00, ¿la disolución es ácida, básica o neutra?

Esencialmente, las potencias negativas de 10 en las concentraciones molares se convierten en números positivos. Por ejemplo, una disolución de zumo de limón con $[H_3O^+] = 1, \times 10^{-2}$ M tiene un pH de 2,0. Este valor puede calcularse empleando la ecuación del pH.

$$pH = -\log[1 \times 10^{-2}]$$
$$pH = -(-2,0)$$
$$= 2,0$$

Para las concentraciones molares de $[H_3O^+]$ que son números enteros, se deben añadir ceros significativos al resultado del pH obtenido en la calculadora.

Veamos cómo puede determinarse el número de cifras significativas en el pH. Para un logaritmo, el número de cifras decimales en el valor del pH es igual al número de cifras significativas en el coeficiente de $[H_3O^+]$. El número a la izquierda de la coma decimal es la potencia de 10.

$$[H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-2} \qquad pH = 2,00$$

Dos cifras significativas — Dos cifras decimales

Pasos en el cálculo del pH

El pH de una disolución se calcula empleando las teclas *log* y *cambio de signo* de la calculadora. Por ejemplo, para calcular el pH de una disolución de vinagre con $[H_3O^+] = 2,4 \times 10^{-3}$ M pueden seguirse los siguientes pasos:

Operación	Aparece en pantalla
Paso 1 **Introducir el valor de $[H_3O^+]$.** 2,4 [EE or EXP] 3	$2,4^{03}$ o 2,4 E03
Pulsa la tecla [+/–] para cambiar la potencia a –3. (En calculadoras sin tecla de cambio de signo, consultar las instrucciones de la misma.)	$2,4^{-03}$ o 2,4 E-03
Paso 2 **Pulsar la tecla** [log]	–2,619789
Cambia el signo pulsando la tecla [+/–]	2,619789

Los pasos pueden combinarse para dar una secuencia en la calculadora como la siguiente:

$$pH = -\log[2,4 \times 10^{-3}] = 2,4 \text{ [EE or EXP] } 3 \text{ [+/–] [log] [+/–]}$$
$$= 2,619789$$

Es conveniente comprobar las instrucciones de la calculadora, ya que en algunas de ellas hay que pulsar primero la tecla *log* y luego introducir la concentración.

Paso 3 **Ajustar las cifras significativas.** En un valor de pH, el número a la izquierda del punto decimal es un número *exacto* que deriva de la potencia de 10. El número de dígitos a la *derecha* de la coma decimal es igual al número de cifras significativas del coeficiente.

Coeficiente **Potencia de 10**

$[H_3O^+] = 2{,}4 \times 10^{-3}$ M $pH = -\log[2{,}4 \times 10^{-3}] = 2{,}62$

Dos cifras significativas (2 CS) — Exacto — Exacto — Dos cifras decimales

Al ser el pH una escala logarítmica, el cambio de una unidad de pH corresponde a un factor 10 para el cambio en $[H_3O^+]$. Es importante tener en cuenta que el pH disminuye al aumentar $[H_3O^+]$. Por ejemplo, una disolución con un pH de 2,00 tiene una $[H_3O^+]$ 10 veces mayor que una disolución con un pH de 3,00 y 100 veces mayor que una disolución con un pH de 4,00.

EJERCICIO RESUELTO 8.8

Cálculo del pH

Determina el pH de las siguientes disoluciones:

a. $[H_3O^+] = 1{,}0 \times 10^{-5}$ M **b.** $[H_3O^+] = 5 \times 10^{-8}$ M

SOLUCIÓN

a. Paso 1 **Introducir la concentración de $[H_3O^+]$ empleando la tecla de *cambio de signo*.**

Aparece en pantalla

$pH = -\log[1{,}0 \times 10^{-5}] = 1{,}0$ [EE or EXP] 5 [+/–] $1{,}0^{-05}$ o 1,0 E-05

Paso 2 **Presionar la tecla *log* y la tecla *cambio de signo*.**

[log] [+/–] 5

Paso 3 **Ajustar las cifras significativas a la *derecha* de la coma decimal para igualar el número de cifras significativas del coeficiente.**

$1{,}0 \times 10^{-5}$ M $pH = 5{,}00$

2 CS → 2 CS a la *derecha* de la coma decimal

b. Paso 1 **Introducir la concentración de $[H_3O^+]$ empleando la tecla de *cambio de signo*.**

$pH = -\log[5 \times 10^{-8}] = 5$ [EE or EXP] 8 [+/–] 5^{-08} o 5 E-08

Paso 2 **Presionar la tecla *log* y la tecla *cambio de signo*.**

log [+/–] 7,301029

Paso 3 **Ajustar las cifras significativas a la *derecha* de la coma decimal para igualar el número de cifras significativas del coeficiente.**

5×10^{-8} M $pH = 7{,}3$

1 CS → 1 CS a la *derecha* de la coma decimal

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es el pH de una lejía con $[H_3O^+] = 4{,}2 \times 10^{-12}$ M?

Química y salud

El ácido del estómago, HCl

Cuando alguien ve, huele, piensa en o prueba una comida, las glándulas gástricas en el estómago comienzan a segregar una disolución de HCl fuertemente ácida. En un solo día, una persona puede segregar hasta 1400 ml de jugo gástrico.

El HCl del jugo gástrico activa una enzima digestiva llamada pepsina, que rompe las proteínas de los alimentos que llegan al estómago. La secreción de HCl continúa hasta que el estómago alcanza un pH cercano a 2, que es el pH óptimo para activar las enzimas digestivas sin causar úlceras a la pared del estómago. Normalmente, se segrega una gran cantidad de mucosidad en el interior del estómago para proteger sus paredes del daño de los ácidos y las enzimas.

Guía para el cálculo del pH de una disolución acuosa

1. Introducir la concentración de $[H_3O^+]$.
2. Pulsar la tecla *log* y cambiar el signo.
3. Ajustar las cifras significativas a la *derecha* de la coma decimal para igualar el número de cifras significativas en el coeficiente.

EJERCICIO RESUELTO 8.9

Cálculo del pH a partir de $[OH^-]$

¿Cuál es el pH de una disolución de amoniaco con $[OH^-] = 3{,}7 \times 10^{-3}$ M?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Introducir la concentración de $[H_3O^+]$ empleando la tecla de *cambio de signo*.** Ya que el dato suministrado es la $[OH^-]$ de la disolución de amoniaco, en primer lugar hay que calcular la $[H_3O^+]$ empleando el producto iónico del agua, K_w. Dividiendo ambos lados de la ecuación por $[OH^-]$ se puede calcular el valor de $[H_3O^+]$.

$$\frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{[H_3O^+] \times [OH^-]}{[OH^-]}$$

$$[H_3O^+] = \frac{1{,}0 \times 10^{-14}}{3{,}7 \times 10^{-3}} = 2{,}7 \times 10^{-12}\ \text{M}$$

$$pH = -\log[2{,}7 \times 10^{-12}] = 2{,}7\ \boxed{\text{EE or EXP}}\ 12\ \boxed{+/-}$$

Aparece en pantalla

$2{,}7^{-12}$ o 2,7 E-12

Paso 2 **Presionar la tecla *log* y la tecla *cambio de signo*.**

$\boxed{\log}\ \boxed{+/-}$

11,56863

Paso 3 **Ajustar las cifras significativas a la *derecha* de la coma decimal para igualar el número de CS del coeficiente.**

$2{,}7 \times 10^{-12}$ M pH = 11,57

2 CS ——— 2 CS a la *derecha* de la coma decimal

¡AHORA TÚ!

Calcula el pH de una muestra de lluvia ácida que tiene $[OH^-] = 2 \times 10^{-10}$ M.

Cálculo de la $[H_3O^+]$ a partir del pH

En otro tipo de cálculo, el dato conocido es el pH de una disolución y se pide determinar la $[H_3O^+]$. Se trata de la inversa del cálculo del pH. Para valores de pH que son números enteros, el valor del pH en negativo es la potencia de diez en la concentración de H_3O^+.

$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-pH}$$

Para valores de pH que no son números enteros, el cálculo requiere el empleo de la tecla 10^x de la calculadora, que suele ser una tecla de función secundaria (2nd o SHIFT). En algunas calculadoras, esta operación se lleva a cabo empleando la tecla *inversa* y la tecla *log*.

EJERCICIO RESUELTO 8.10

Cálculo de $[H_3O^+]$ a partir del pH

Determina $[H_3O^+]$ para las disoluciones que tienen los siguientes valores de pH:

a. pH = 3,0 **b.** pH = 8,2

SOLUCIÓN

a. Para valores de pH que son números enteros, la $[H_3O^+]$ puede escribirse como 1×10^{-pH}.

pH

$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-3}$ M

b. Para valores de pH que no son números enteros, la $[H_3O^+]$ puede calcularse así:

Paso 1 **Introducir el valor del pH y pulsar la tecla de *cambio de signo*.**

	Aparece en pantalla
8,2 [+/–]	–8,2

Paso 2 **Convertir –pH en la concentración.** Pulsar la tecla de *segunda función* y, luego, la tecla 10^x; o pulsar la tecla *inversa* y luego la tecla *log*.

[2nd] [10^x] o [inv] [log]	$6{,}3095^{-09}$ o	6,3095 E-09

Paso 3 **Ajustar las cifras significativas en el coeficiente.** Dado que el valor del pH de 8,2 tiene una cifra a la *derecha* de la coma decimal, la $[H_3O^+]$ se escribe con una cifra significativa.

$$[H_3O^+] = 6 \times 10^{-9}\ M$$

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es la $[H_3O^+]$ de una cerveza que tiene un pH de 4,5?

En la tabla 8.5 se recoge una correspondencia de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ con los correspondientes valores de pH.

TABLA 8.5 Correspondencia de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ con los correspondientes valores de pH

$[H_3O^+]$	pH	$[OH^-]$
10^0	0	10^{-14}
10^{-1}	1	10^{-13}
10^{-2}	2	10^{-12}
10^{-3}	3	10^{-11}
10^{-4}	4	10^{-10}
10^{-5}	5	10^{-9}
10^{-6}	6	10^{-8}
10^{-7}	7	10^{-7}
10^{-8}	8	10^{-6}
10^{-9}	9	10^{-5}
10^{-10}	10	10^{-4}
10^{-11}	11	10^{-3}
10^{-12}	12	10^{-2}
10^{-13}	13	10^{-1}
10^{-14}	14	10^0

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

La escala de pH

8.29 ¿Por qué una disolución neutra tiene un pH de 7,00?

8.30 Si se conoce la $[OH^-]$, ¿cómo puede determinarse el pH de una disolución?

8.31 Indica si las siguientes disoluciones son ácidas, básicas o neutras:
a. sangre, pH 7,38
b. vinagre, pH 2,8
c. limpiador de cañerías, pH = 11,2
d. café, pH = 5,5
e. tomates, pH = 4,2
f. pastel de chocolate, pH = 7,6

8.32 Indica si las siguientes disoluciones son ácidas, básicas o neutras:
a. gaseosa, pH 3,2
b. champú, pH 5,7
c. detergente para ropa, pH = 9,4
d. lluvia, pH = 5,8
e. miel, pH = 3,9
f. queso, pH = 7,4

8.33 Calcula el pH de cada una de las siguientes disoluciones sabiendo los valores de $[H_3O^+]$ o de $[OH^-]$:

a. $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-4}$ M **b.** $[H_3O^+] = 3 \times 10^{-9}$ M
c. $[OH^-] = 1 \times 10^{-5}$ M **d.** $[OH^-] = 2{,}5 \times 10^{-11}$ M
e. $[H_3O^+] = 6{,}7 \times 10^{-8}$ M **f.** $[OH^-] = 8{,}2 \times 10^{-4}$ M

8.34 Calcular el pH de cada una de las siguientes disoluciones sabiendo los valores de $[H_3O^+]$ o de $[OH^-]$:

a. $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-8}$ M **b.** $[H_3O^+] = 5 \times 10^{-6}$ M
c. $[OH^-] = 4 \times 10^{-2}$ M **d.** $[OH^-] = 8 \times 10^{-3}$ M
e. $[H_3O^+] = 4{,}7 \times 10^{-2}$ M **f.** $[OH^-] = 3{,}9 \times 10^{-6}$ M

8.35 Completa la siguiente tabla:

$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	pH	¿Ácido, básico o neutro?
	1×10^{-6} M		
		3,0	
2×10^{-5} M			
1×10^{-12} M			
		4,62	

8.36 Completa la siguiente tabla:

$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	pH	¿Ácido, básico o neutro?
		10,0	
			Neutro
	1×10^{-5} M		
1×10^{-2} M			
		11,3	

Investiga tu entorno

Verduras y flores: indicadores de pH

Muchas flores y verduras con colores intensos, especialmente rojos y púrpuras, contienen compuestos que varían su color con los cambios de pH. Algunos ejemplos son la lombarda, el zumo de arándanos y las bebidas de arándanos.

MATERIALES NECESARIOS

Lombarda o bebidas de arándanos, agua y una cacerola.

Varios vasos o recipientes pequeños de vidrio y algunas tapas, y un lápiz o bolígrafo para marcar los recipientes.

Varias disoluciones caseras incoloras como vinagre, zumo de limón, otros zumos de frutas, levadura química, antiácidos, ácido acetilsalicílico, líquido limpiacristales, jabones, champús y detergentes.

PROCEDIMIENTO

1. Consigue una botella de bebida de arándanos o utiliza una lombarda para preparar el indicador de pH de la siguiente manera:
   Trocea varia hojas de lombarda, introdúcelas en una cacerola y cúbrelas con agua. A continuación, hiérvelos durante unos 5 minutos. Deja enfriar y recoge la disolución púrpura.
2. Pon una pequeña cantidad de cada disolución de productos caseros en diferentes recipientes de vidrio incoloro y pon una etiqueta que indique el contenido. Si la muestra es un sólido o un líquido espeso, añade un poco de agua. Agrega un poco de zumo de arándanos o del líquido resultante de la cocción de lombarda hasta que se obtenga un color.
3. Observa los colores de las diversas muestras. Los colores que indican una disolución ácida son el rosa y el naranja (pH 1-4) y los colores rosa tirando a lila (pH 5-6). Una disolución neutra tiene aproximadamente el mismo color púrpura del indicador. Las bases dan un color azul a verde (pH 8-11) o un color amarillo (pH 12-13).
4. Coloca las muestras según los colores y el pH. Clasifica cada una de las disoluciones como ácida (1-6), neutra (7), o básica (8-13).
5. Intenta obtener un indicador utilizando otras frutas muy coloreadas o flores.

PREGUNTAS

1. ¿Cuáles de los productos ácidos incluyen un ácido en su composición?
2. ¿Cuáles de los productos básicos incluyen una base en su composición?
3. ¿Cuántos productos eran neutros?
4. ¿Qué flores o verduras funcionan como indicadores?

Química verde

La lluvia ácida

La lluvia natural es ligeramente ácida, con un pH de 5,6. En la atmósfera, el dióxido de carbono se combina con agua para formar ácido carbónico, un ácido débil que se disocia para dar iones hidronio y bicarbonato.

$$CO_2(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq)$$

$$H_2CO_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + HCO_3^-(aq)$$

Sin embargo, en muchas partes del mundo, la lluvia se ha vuelto considerablemente más ácida. *Lluvia ácida* es el término con el que se conoce a cualquier precipitación, como lluvia, nieve, granizo, o niebla, en la que el agua tiene un pH inferior a 5,6. En EE. UU., los valores del pH de la lluvia han descendido hasta cerca de 4-4,5. En algunas partes del mundo, se han medido valores de pH en la lluvia de hasta 2,6, una acidez comparable al zumo de limón o al vinagre. Debido a que el cálculo del pH supone potencias de 10, una lluvia con un pH de 2,6 sería unas 1000 veces más ácida que la lluvia normal.

Aunque algunas fuentes naturales, como los volcanes o los incendios de bosques, liberan SO_2, las fuentes primarias de la lluvia ácida hoy en día provienen de la combustión de combustibles fósiles (automóviles) y carbón (industria). Cuando se queman el carbón o el petróleo, las impurezas de azufre se combinan con el oxígeno en el aire para formar SO_2 y SO_3. La reacción del SO_3 con agua forma ácido sulfúrico, H_2SO_4, un ácido fuerte.

$$S(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_2(g)$$

$$2SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2SO_3(g)$$

$$SO_3(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_2SO_4(aq)$$

En un intento de disminuir la formación de lluvia ácida, las leyes obligan a reducir las emisiones de SO_2. Las plantas industriales en las que se quema carbón han instalado equipos denominados «lavadores», que absorben el SO_2 antes de que se emita a la atmósfera. En la chimenea de una fábrica, «lavar» supone pasar los gases que contienen SO_2 a través de caliza ($CaCO_3$) y agua, donde se elimina el 95% del SO_2. El producto que se forma, $CaSO_4$, también llamado «yeso», se emplea en la agricultura y es útil como componente del cemento.

El óxido de nitrógeno se forma a temperaturas elevadas en los motores de los automóviles cuando el oxígeno y nitrógeno gaseosos del aire se quema. Al ser emitido a la atmósfera, el óxido de nitrógeno se combina con más oxígeno para formar dióxido de nitrógeno, responsable del color marrón del esmog. Cuando el dióxido de nitrógeno se disuelve en agua en la atmósfera, se forma ácido nítrico, un ácido fuerte.

$$N_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO(g)$$

$$2NO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO_2(g)$$

$$3NO_2(g) + H_2O(g) \longrightarrow 2HNO_3(aq) + NO(g)$$

Los ácidos sulfúrico y nítrico en la atmósfera son transportados por las corrientes de aire varios miles de kilómetros antes de caer en áreas muy alejadas de la fuente de contaminación. Los ácidos en el agua de lluvia deterioran estructuras de mármol y caliza, lagos y bosques. En todo el mundo, los monumentos hechos de mármol (una forma de $CaCO_3$) se están deteriorando debido a la lluvia ácida.

$$CaCO_3(s) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow CaSO_4(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$$

La lluvia ácida está cambiando el pH de muchos lagos y ríos en diversos lugares de EE. UU. y Europa. Cuando el pH de un lago desciende por debajo de 4,5-5, la mayoría de los peces y la vida vegetal no pueden sobrevivir: cuando el terreno cercano al lago se vuelve más ácido, el aluminio se vuelve más soluble y el consecuente aumento de los niveles de iones aluminio en los lagos resulta tóxico para los peces y animales acuáticos.

Los árboles y bosques también sufren con la lluvia ácida. La lluvia ácida destruye la capa de cera protectora de las hojas e interfiere en la fotosíntesis. El crecimiento de los árboles se ve perjudicaco a causa de que los nutrientes y minerales del suelo se disuelven y se pierden con el agua. En Europa del Este, la lluvia ácida está causando un auténtico desastre medioambiental. Cerca del 70% de los bosques de la República Checa se han visto seriamente dañados, y algunas zonas del terreno son tan ácidas, que las cosechas no pueden crecer.

8.5 REACCIONES DE ÁCIDOS Y BASES

EL OBJETIVO ES...

escribir ecuaciones ajustadas para las reacciones de ácidos y bases; calcular la molaridad o el volumen de un ácido o una base a partir de la información de una valoración.

Entre las reacciones típicas de los ácidos y las bases se incluyen las reacciones de los ácidos con los metales, las bases y los iones carbonato o bicarbonato. Por ejemplo, cuando se echa una tableta antiácida en agua, el ión bicarbonato y el ácido cítrico de la tableta reaccionan para formar burbujas de dióxido de carbono, sal y agua.

Ácidos y metales

Los ácidos reaccionan con ciertos metales para formar hidrógeno gaseoso (H_2) y sal, que es un compuesto iónico que no contiene H^+ ni OH^-. Entre los metales que reaccionan con los

ácidos se incluyen potasio, sodio, calcio, magnesio, aluminio, zinc, hierro y estaño. Estas reacciones son de desplazamiento sencillo en las que el ión metálico reemplaza al hidrógeno en el ácido.

$$Mg(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow H_2(g) + MgCl_2(aq)$$

Metal Ácido Hidrógeno Sal

$$Zn(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow H_2(g) + ZnCl_2(aq)$$

Metal Ácido Hidrógeno Sal

Ácidos, carbonatos y bicarbonatos

Cuando se añade un ácido a un carbonato o a un bicarbonato (hidrógenocarbonato) los productos que se forman son dióxido de carbono gaseoso, agua y un compuesto iónico (sal). El ácido reacciona con CO_3^{2-} o HCO_3^- para formar ácido carbónico, H_2CO_3 que se descompone rápidamente para dar CO_2 y H_2O.

$$HCl(aq) + NaHCO_3(aq) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(l) + NaCl(aq)$$

Ácido Bicarbonato Dióxido de carbono Agua Sal

$$2HCl(aq) + Na_2CO_3 \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(l) + 2NaCl(aq)$$

Ácido Carbonato Dióxido de carbono Agua Sal

Ácidos e hidróxidos: neutralización

La **neutralización** es una reacción entre un ácido y una base para formar una sal y agua. En la reacción, el H^+ de un ácido, que puede ser fuerte o débil, y el OH^- de una base fuerte se combinan para formar agua como uno de los productos. En la sal, que suele ser soluble en agua, el catión proviene de la base y el anión del ácido. Puede escribirse la siguiente ecuación para la reacción de neutralización entre el HCl y el NaOH.

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \longrightarrow H_2O(l) + NaCl(aq)$$

Ácido Base Agua Sal

Si el HCl y el NaOH se escriben como iones, puede verse que el H^+ reacciona con el OH^- para formar agua, dejando los iones Na^+ y Cl^- en disolución.

$$\mathbf{H^+}(aq) + Cl^-(aq) + Na^+(aq) + \mathbf{OH^-}(aq) \longrightarrow \mathbf{H_2O}(l) + Na^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Si se omiten los iones que no cambian (Na^+ y Cl^-), puede verse que la reacción de neutralización es la formación de H_2O a partir de H^+ y OH^-.

$$\mathbf{H^+}(aq) + \cancel{Cl^-}(aq) + \cancel{Na^+}(aq) + \mathbf{OH^-}(aq) \longrightarrow \mathbf{H_2O}(l) + \cancel{Na^+}(aq) + \cancel{Cl^-}(aq)$$

$$H^+(aq) + OH^-(aq) \longrightarrow H_2O(l)$$

Guía para ajustar una ecuación de neutralización

1. Escribir los reactivos y los productos.
2. Ajustar los H^+ en el ácido con los OH^- en la base.
3. Ajustar el H_2O con los H^+ y OH^-.
4. Escribir la sal con los iones restantes.

Cómo ajustar reacciones de neutralización

En una reacción de neutralización, un H^+ se combina siempre con un OH^-. Por tanto, deben usarse coeficientes para ajustar los H^+ en el ácido con los OH^- de la base. Vamos a ajustar la neutralización entre el HCl y el $Ba(OH)_2$ de la siguiente forma:

Paso 1 **Escribir los reactivos y los productos.**

$$HCl(aq) + Ba(OH)_2(s) \longrightarrow H_2O(l) + \text{sal}$$

Paso 2 **Ajustar los H^+ del ácido con los OH^- de la base.** Hay que poner un coeficiente 2 delante del HCl para ajustar los $2OH^-$ que hay en el $Ba(OH)_2$.

$$\mathbf{2}HCl(aq) + Ba(OH)_2(s) \longrightarrow H_2O(l) + \text{sal}$$

Paso 3 **Ajustar el H_2O con los H^+ y OH^-.** Debe usarse un coeficiente 2 delante del H_2O para ajustar $2H^+$ y $2OH^-$.

$$2HCl(aq) + Ba(OH)_2(s) \longrightarrow \mathbf{2}H_2O(l) + \text{sal}$$

Paso 4 **Escribir la sal con los iones restantes.** Los iones restantes son Ba^{2+} y $2Cl^-$ que se emplean para escribir la fórmula de la sal como $BaCl_2$.

$$2H\mathbf{Cl}(aq) + \mathbf{Ba}(OH)_2(s) \longrightarrow 2H_2O(l) + \mathbf{BaCl_2}(aq)$$

EJERCICIO RESUELTO 8.11

Reacciones de los ácidos

Escribe las ecuaciones ajustadas para la reacción del HCl *(aq)* con cada uno de los siguientes compuestos:

a. Al *(s)* **b.** K_2CO_3 *(aq)* **c.** $Mg(OH)_2$ *(s)*

SOLUCIÓN

a. Al

Paso 1 **Escribir los reactivos y los productos.** Cuando un metal reacciona con un ácido, los productos son H_2 gaseoso y una sal.

$$Al(s) + HCl(aq) \longrightarrow H_2(g) + \text{sal}$$

Paso 2 **Determinar la fórmula de la sal.** Cuando el Al *(s)* se disuelve, forma Al^{3+}, que se combina con 3 Cl^- del HCl.

$$Al(s) + HCl(aq) \longrightarrow H_2(g) + AlCl_3(aq)$$

Paso 3 **Ajustar la ecuación.**

$$2Al(s) + 6\,HCl(aq) \longrightarrow 3H_2(g) + 2AlCl_3(aq)$$

b. K_2CO_3

Paso 1 **Escribir los reactivos y los productos.** Cuando un carbonato reacciona con un ácido, los productos son CO_2 gaseoso, H_2O *(l)* y una sal.

$$K_2CO_3(s) + HCl(aq) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(l) + \text{sal}$$

Paso 2 **Determinar la fórmula de la sal.** Cuando el K_2CO_3 *(s)* se disuelve, forma K^+, que se combina con 1 Cl^- del HCl.

$$\mathbf{K}_2CO_3(s) + H\mathbf{Cl}(aq) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(l) + \mathbf{KCl}(aq)$$

Paso 3 **Ajustar la ecuación.** Un coeficiente 2 delante del KCl ajusta los 2K que hay en K_2CO_3. Un coeficiente 2 delante del HCl ajusta los 2KCl.

$$K_2CO_3(aq) + \mathbf{2}\,HCl(aq) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(l) + \mathbf{2}\,KCl(aq)$$

c. $Mg(OH)_2$

Paso 1 **Escribir los reactivos y los productos.** Cuando una base reacciona con un ácido, los productos son H_2O *(l)* y una sal.

$$Mg(OH)_2(s) + HCl(aq) \longrightarrow H_2O(l) + \text{sal}$$

Paso 2 **Ajustar los H^+ del ácido con los OH^- de la base.** Hay que poner un coeficiente 2 delante del HCl para ajustar los $2OH^-$ que hay en el $Mg(OH)_2$.

$$Mg(OH)_2(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow H_2O(l) + \text{sal}$$

Paso 3 **Ajustar el H_2O con los H^+ y OH^-.** Debe usarse un coeficiente 2 delante del H_2O para ajustar $2H^+$ y $2OH^-$.

$$Mg(OH)_2(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow 2H_2O(l) + \text{sal}$$

Paso 4 **Escribir la sal con los iones restantes.** Los iones restantes son Mg^{2+} y $2Cl^-$ que se emplean para escribir la fórmula de la sal como $MgCl_2$.

$$\mathbf{Mg}(OH)_2(s) + \mathbf{2}HCl(aq) \longrightarrow 2H_2O(l) + \mathbf{MgCl_2}(aq)$$

¡AHORA TÚ!

Escribe la ecuación ajustada para la reacción entre el H_2SO_4 y el $NaHCO_3$.

Valoración ácido-base

Supongamos que es necesario conocer la molaridad de una disolución de HCl de concentración desconocida. Esto puede hacerse en el laboratorio por un procedimiento denominado **valoración**, en el que se neutraliza una muestra de ácido con una cantidad conocida de base. En nuestro caso, se pone en primer lugar un volumen medido del ácido en un matraz de Erlenmeyer y se añaden unas pocas gotas de un *indicador* como la fenolftaleína. En disolución ácida, la fenolftaleína es incolora. A continuación, se llena una bureta con una disolución de NaOH de molaridad conocida y se añade cuidadosamente el NaOH al ácido del matraz de Erlenmeyer (fig. 8.6).

En la valoración, se neutraliza el ácido añadiendo un volumen de base que contiene el número adecuado de moles de OH^-. Se sabe que la neutralización ha tenido lugar cuando la fenolftaleína de la disolución cambia de incolora a rosa. Esto es lo que se denomina el *punto final* de la neutralización. A partir del volumen añadido y la molaridad del NaOH, pueden calcularse el número de moles de NaOH y, a partir de ahí, la concentración del ácido.

Química y salud

Antiácidos

Los antiácidos son sustancias empleadas para neutralizar el exceso de ácido (HCl) en el estómago. Algunos antiácidos son mezclas de hidróxido de aluminio e hidróxido de magnesio. Estos hidróxidos no son muy solubles en agua, por lo que los niveles de OH^- ingeridos no dañan el tracto intestinal. Sin embargo, el hidróxido de aluminio tiene efectos secundarios, produciendo estreñimiento y uniéndose a los fosfatos en el tracto intestinal, lo que puede ocasionar debilidad y pérdida de apetito. El hidróxido de magnesio tiene efecto laxante. Estos efectos secundarios son menores cuando se emplea una combinación de los dos antiácidos.

$$Al(OH)_3(aq) + 3HCl(aq) \longrightarrow 3H_2O(l) + AlCl_3(aq)$$

$$Mg(OH)_2(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow 2H_2O(l) + MgCl_2(aq)$$

Algunos antiácidos emplean carbonato cálcico para neutralizar el exceso de ácido en el estómago. Cerca del 10% del calcio se absorbe en la sangre, donde eleva los valores de calcio en el suero. El carbonato cálcico no está recomendado en pacientes que padecen de úlcera péptica o con tendencia a la formación de piedras en el riñón.

$$CaCO_3(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(l) + CaCl_2(aq)$$

Además, hay otros antiácidos que contienen bicarbonato sódico. Este tipo de antiácido tiene tendencia a aumentar el pH de la sangre y elevar los niveles de sodio en los fluidos corporales; tampoco está recomendado con úlceras pépticas.

$$NaHCO_3(s) + HCl(aq) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(l) + NaCl(aq)$$

Las sustancias empleadas en algunos antiácidos habituales se recogen en la tabla 8.6.

TABLA 8.6 Componentes básicos de algunos antiácidos

Antiácido	Base(s)
Amphojel	$Al(OH)_3$
Leche de magnesia	$Mg(OH)_2$
Mylanta, Maalox, Di-gel, Gelusil, Riopan	$Mg(OH)_2$, $Al(OH)_3$
Bisodol	$CaCO_3$, $Mg(OH)_2$
Titralac, Tums, Pepto-Bismol	$CaCO_3$
Alka-seltzer	$NaHCO_3$, $KHCO_3$

FIGURA 8.6 Valoración de un ácido. Un volumen conocido de un ácido se coloca en un matraz de Erlenmeyer con un indicador y se valora con un volumen medido de base, como el NaOH, hasta el punto de neutralización.

P ¿Qué datos son necesarios para determinar la molaridad del ácido en el matraz?

EJERCICIO RESUELTO 8.12

Valoración de un ácido

Una muestra de 25,0 ml de una disolución de HCl, se introduce en un matraz de Erlenmeyer junto con unas pocas gotas de fenolftaleína (indicador). Si se necesitan 32,6 ml de una disolución 0,185 M de NaOH para alcanzar el punto final, ¿cuál es la concentración (M) de la disolución de HCl?

$$NaOH(aq) + HCl(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

SOLUCIÓN

Paso 1 **Dato** 32,6 ml de NaOH 0,185 M; 25,0 ml de HCl = 0,0250 l de HCl

Incógnita molaridad del HCl

32,6 ml | Factor métrico | l | Factor de molaridad | moles NaOH | Factor molar | moles HCl | Dividir por litros | M de HCl

Paso 3 **Equivalencia/factores de conversión.**

1 l de NaOH = 1000 ml de NaOH

$$\frac{1\ l}{1000\ ml} \text{ y } \frac{1000\ ml}{1\ l}$$

0,185 moles de NaOH = 1 l de NaOH

$$\frac{0{,}185 \text{ moles de NaOH}}{1\ l} \text{ y } \frac{1\ l}{0{,}185 \text{ moles de NaOH}}$$

1 mol de HCl = 1 mol de NaOH

$$\frac{1 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ mol de NaOH}} \text{ y } \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{1 \text{ mol de HCl}}$$

Paso 4 **Resolución del problema.**

$$32{,}6\ \cancel{\text{ml de NaOH}} \times \frac{1\ \cancel{\text{l de NaOH}}}{1000\ \cancel{\text{ml de NaOH}}} \times \frac{0{,}185\ \cancel{\text{moles de NaOH}}}{1\ \cancel{\text{l de NaOH}}}$$

$$\times \frac{1 \text{ mol de HCl}}{1\ \cancel{\text{mol de NaOH}}} = 0.00603 \text{ moles de HCl}$$

$$\text{Molaridad del HCl} = \frac{0{,}00603 \text{ moles de HCl}}{0{,}0250 \text{ l de HCl}} = 0{,}241 \text{ M}$$

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es la molaridad de una disolución de HCl si se necesitan 28,6 ml de disolución 0,175 M de NaOH para neutralizar una muestra de 25,0 ml de la disolución de HCl?

Guía para los cálculos en una valoración ácido-base

1. Especificar las cantidades y concentraciones conocidas y las que se desea saber.
2. Escribir un plan para calcular la molaridad o el volumen.
3. Especificar las igualdades y los factores de conversión incluyendo la concentración.
4. Plantear el problema para calcular la cantidad deseada.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Reacciones de ácidos y bases

8.37 Completa y ajusta la ecuación para cada una de las siguientes reacciones:

a. $ZnCO_3(s) + HBr(aq) \longrightarrow$
b. $Zn(s) + HCl(aq) \longrightarrow$
c. $HCl(aq) + NaHCO_3(s) \longrightarrow$
d. $H_2SO_4(aq) + Mg(OH)_2(s) \longrightarrow$

8.38 Completa y ajusta la ecuación para cada una de las siguientes reacciones:

a. $KHCO_3(s) + HCl(aq) \longrightarrow$
b. $Ca(s) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow$
c. $H_2SO_4(aq) + Al(OH)_3(s) \longrightarrow$
d. $Na_2CO_3(s) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow$

8.39 Ajusta cada una de las siguientes reacciones de neutralización:

a. $HCl(aq) + Mg(OH)_2(s) \longrightarrow H_2O(l) + MgCl_2(aq)$
b. $H_3PO_4(aq) + LiOH(aq) \longrightarrow H_2O(l) + Li_3PO_4(aq)$

8.40 Ajusta cada una de las siguientes reacciones de neutralización:

a. $HNO_3(aq) + Ba(OH)_2(s) \longrightarrow H_2O(l) + Ba(NO_3)_2(aq)$
b. $H_2SO_4(aq) + Al(OH)_3(aq) \longrightarrow H_2O(l) + Al_2(SO_4)_3(aq)$

8.41 Escribe una ecuación ajustada para cada una de las siguientes neutralizaciones:

a. $H_2SO_4(aq)$ y $NaOH(aq)$
b. $HCl(aq)$ y $Fe(OH)_3(aq)$
c. $H_2CO_3(aq)$ y $Mg(OH)_2(s)$

8.42 Escribe una ecuación ajustada para cada una de las siguientes neutralizaciones:

a. $H_3PO_4(aq)$ y $NaOH(aq)$
b. $HI(aq)$ y $LiOH(aq)$
c. $HNO_3(aq)$ y $Ca(OH)_2(s)$

8.43 ¿Cuál es la molaridad de una disolución de HCl si 5,00 ml de la misma se valoran con 28,6 ml de una disolución de NaOH 0,145 M?

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \longrightarrow H_2O(l) + NaCl(aq)$$

8.44 Si se necesitan 29,7 ml de KOH 0,205 M para neutralizar completamente 25,0 ml de una disolución de $HC_2H_3O_2$, ¿cuál es la molaridad de la disolución de ácido acético?

$$HC_2H_3O_2(aq) + KOH(aq) \longrightarrow H_2O(l) + KC_2H_3O_2(aq)$$

8.45 Si se necesitan 38,2 ml de KOH 0,163 M para neutralizar completamente 25,0 ml de una disolución de H_2SO_4, ¿cuál es la molaridad del ácido?

$$H_2SO_4(aq) + 2KOH(aq) \longrightarrow 2H_2O(l) + K_2SO_4(aq)$$

8.46 Se emplea una disolución 0,162 M de NaOH para neutralizar 25,0 ml de disolución de H_2SO_4. Si se necesitan 32,8 ml de la disolución de NaOH, ¿cuál es la molaridad de la disolución de H_2SO_4?

$$H_2SO_4(aq) + 2NaOH(aq) \longrightarrow 2H_2O(l) + Na_2SO_4(aq)$$

8.6 TAMPONES

EL OBJETIVO ES...

describir el papel de los tampones en el mantenimiento del pH de una disolución.

the Chemistry place
WEB TUTORIAL
pH and Buffers

El pH del agua y de la mayoría de las disoluciones cambia drásticamente cuando se añade una pequeña cantidad de ácido o de base. Sin embargo, si una disolución está tamponada, hay un cambio mínimo en el pH. Un **tampón** es una disolución que mantiene el pH neutralizando el ácido o la base añadidos. Por ejemplo, la sangre contiene tampones que mantienen un pH prácticamente constante de aproximadamente 7,4. Si el pH de la sangre se hace ligeramente superior o inferior a 7,4, los cambios que se producen en la respiración y en los procesos metabólicos pueden ser lo suficientemente drásticos como para causar la muerte. Aunque obtenemos ácidos y bases de los alimentos o a través de reacciones en las células, los tampones de nuestro organismo absorben estos compuestos de forma tan efectiva que el pH de la sangre permanece esencialmente inalterado (fig. 8.7).

Los tampones están formados por concentraciones prácticamente análogas de un ácido débil y de su base conjugada, o de una base débil y de su ácido conjugado. En un tampón, el ácido neutraliza los OH^- añadidos, y la base neutraliza los H_3O^+. Por ejemplo, un tampón típico es el formado por ácido acético ($HC_2H_3O_2$) y una sal como el acetato sódico ($NaC_2H_3O_2$). Al ser un ácido débil, el ácido acético se disocia ligeramente en agua para formar H_3O^+ y una pequeña cantidad de $C_2H_3O_2^-$, su base conjugada. La sal es necesaria para proporcionar mayor cantidad de ión acetato ($C_2H_3O_2^-$) que la que se obtiene a partir del ácido acético, ácido débil.

$$HC_2H_3O_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + C_2H_3O_2^-(aq)$$

Gran cantidad — Gran cantidad

Cuando se añade a este tampón una pequeña cantidad de ácido, se combina con el $C_2H_3O_2^-$ (base conjugada) en una reacción inversa que proporciona más cantidad de $HC_2H_3O_2$. Por tanto, habrá un ligero descenso en $[C_2H_3O_2^-]$ y un ligero aumento en $[HC_2H_3O_2]$, pero la $[H_3O^+]$, y por tanto el pH, no variarán mucho.

$$HC_2H_3O_2(aq) + H_2O(l) \longleftarrow H_3O^+(aq) + C_2H_3O_2^-(aq)$$

the Chemistry place
CASE STUDY
Hyperventilation and Blood pH

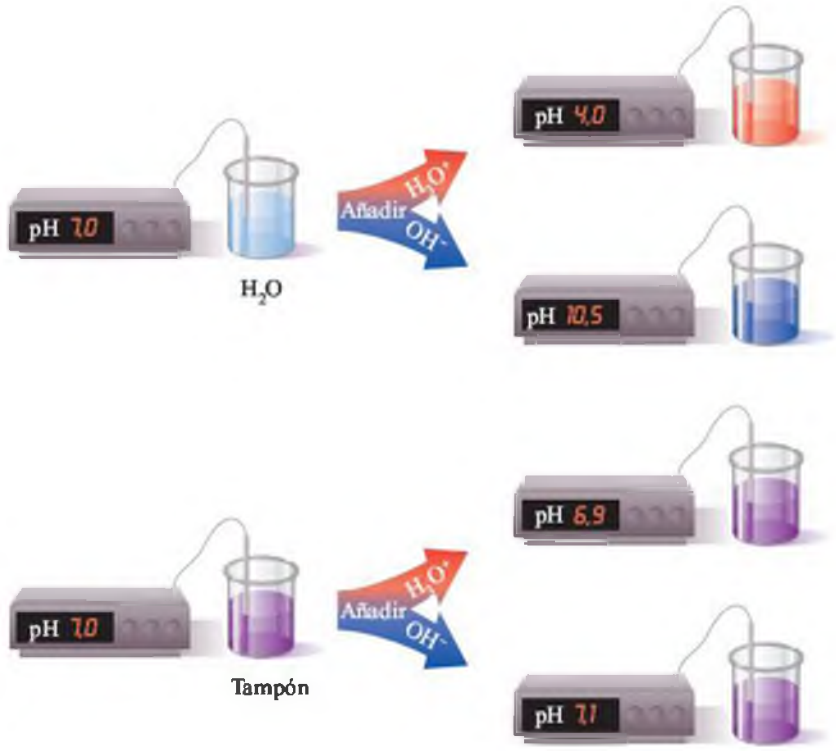


FIGURA 8.7 La adición de un ácido o una base al agua cambia drásticamente el valor del pH, pero un tampón es resistente a los cambios de pH cuando se añaden pequeñas cantidades de ácido o de base.
P ¿Por qué se produce un cambio de varias unidades de pH cuando se añade un ácido al agua pero no cuando se añade a un tampón?

Cuando se añade a este tampón una pequeña cantidad de base, esta es neutralizada por el $HC_2H_3O_2$ para formar agua y $C_2H_3O_2^-$, la base conjugada. En este caso, la $[HC_2H_3O_2]$ disminuye ligeramente y la $[C_2H_3O_2^-]$ aumenta ligeramente, pero de nuevo la $[H_3O^+]$, y por tanto el pH, no variarán mucho (fig. 8.8)

$$HC_2H_3O_2(aq) + OH^-(aq) \longleftarrow H_2O(aq) + C_2H_3O_2^-(aq)$$

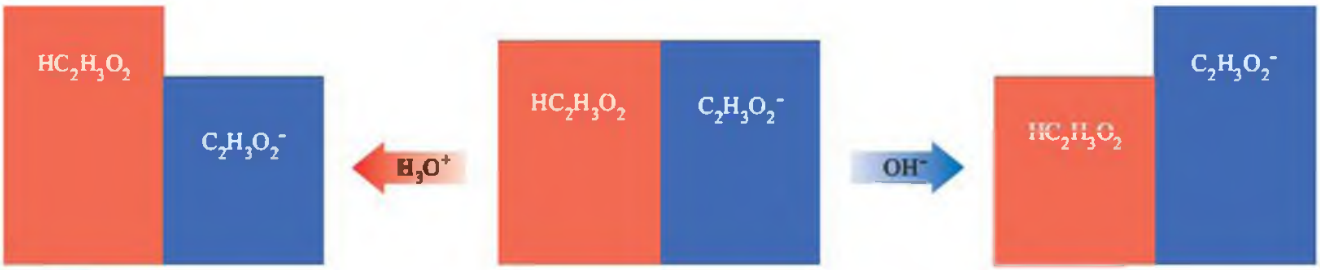


FIGURA 8.8 El tampón descrito en esta figura está formado por concentraciones aproximadamente iguales de ácido acético ($HC_2H_3O_2$) y de su base conjugada, el ión acetato ($C_2H_3O_2^-$). Añadiendo H_3O^+ al tampón se usa algo de $C_2H_3O_2^-$, mientras que la adición de OH^- neutraliza parte del $HC_2H_3O_2$. El pH de la disolución se mantiene mientras las cantidades añadidas de ácido o de base sean pequeñas en comparación con las concentraciones de los componentes del tampón.
P ¿Cómo mantiene el pH un tampón ácido acético-ión acetato?

EJERCICIO RESUELTO 8.13

Identificación de disoluciones tampón

Indica cuales de las siguientes pueden ser una disolución tampón:

a. HCl, un ácido fuerte, y NaCl
b. H_3PO_4, un ácido débil
c. HF, un ácido débil, y NaF

SOLUCIÓN

a. No. Una disolución formada por un ácido fuerte y su sal está completamente ionizada.

b. No. Un ácido débil no es suficiente para formar un tampón; también es necesaria la sal del ácido débil.
c. Sí. Esta mezcla contiene un ácido débil y su sal.

¡AHORA TÚ!

¿Puede formar una disolución tampón una mezcla de NaCl y Na_2CO_3? Justifica tu respuesta.

Química y salud

Tampones en la sangre

La sangre arterial tiene un pH normal de 7,35-7,45. Si hay cambios en la concentración de H_3O^+ y el pH desciende por debajo de 6,8 o sube por encima de 8,0, las células no pueden funcionar de forma adecuada y puede ocurrir la muerte. En nuestras células, se forma continuamente CO_2 como producto final del metabolismo celular. Parte del CO_2 es transportado a los pulmones para su eliminación y el resto se disuelve en los fluidos corporales, como el plasma y la saliva, formando ácido carbónico. Al ser un ácido débil, el ácido carbónico se disocia dando iones bicarbonato y H_3O^+. Los riñones proporcionan una gran cantidad del anión HCO_3^- formando así un sistema tampón importante en los fluidos corporales: el tampón H_2CO_3/HCO_3^-.

$$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H_3O^+ + HCO_3^-$$

El H_3O^+ que entra en los fluidos corporales reacciona con el HCO_3^- y el exceso de OH^- reacciona con el ácido carbónico.

$$H_2CO_3 + H_2O \longleftarrow H_3O^+ + HCO_3^-$$

$$H_2CO_3 + OH^- \longrightarrow H_2O + HCO_3^-$$

En el organismo, la concentración de ácido carbónico esta asociada íntimamente con la presión parcial de CO_2. En la tabla 8.7 se recogen los valores normales para la sangre arterial. Si el CO_2 aumenta, se produce más H_2CO_3 y más H_3O^+, bajando el pH. Esta condición se denomina **acidosis**. Las dificultades con la ventilación o la difusión de gases pueden conducir a acidosis respiratoria, lo que puede ocurrir en los enfisemas o cuando la médula espinal se ve afectada por un accidente o por fármacos depresores.

Una disminución en el CO_2 conduce a un elevado pH de la sangre, condición denominada **alcalosis**. La excitación, un trauma o una temperatura elevada pueden ocasionar que una persona hiperventile, con lo que exhala grandes cantidades de CO_2. Al caer por debajo de lo normal la presión de CO_2 en la sangre, el H_2CO_3 forma CO_2 y H_2O, disminuyendo la $[H_3O^+]$ y elevando el pH. En la tabla 8.8 se recogen algunas de las condiciones que conducen a cambios en el pH de la sangre y algunos posibles tratamientos. Los riñones también regulan los componentes H_3O^+ y HCO_3^-, pero más lentamente que los ajustes llevados a cabo por los pulmones a través de la ventilación.

TABLA 8.7 Valores normales del tampón sanguíneo en la sangre arterial

P_{CO_2}	40 mmHg
H_2CO_3	2,4 mmoles/l de plasma
HCO_3^-	24 mmoles/l de plasma
pH	7,35-7,45

TABLA 8.8 Acidosis y alcalosis: síntomas, causas y tratamientos

Acidosis respiratoria: CO_2 ↑ pH ↓		Acidosis metabólica: H^+ ↑ pH ↓	
Síntomas:	Fallos de ventilación, cese de la respiración, desorientación, debilidad, coma	Síntomas:	Aumento de la ventilación, fatiga, confusión
Causas:	Enfermedad de los pulmones que bloquea la difusión de gases (p. ej., enfisema, neumonía, bronquitis y asma); depresión del centro respiratorio por fármacos, paro cardiopulmonar, apoplejía, poliomielitis, o problemas en el sistema nervioso	Causas:	Enfermedad renal, incluyendo la hepatitis y la cirrosis; aumento de la formación de ácidos en la diabetes mellitus, hipertiroidismo, alcoholismo, e inanición; pérdida de álcalis por diarreas; retención de ácidos por fallo renal
Tratamiento:	Corrección del problema, infusión de bicarbonato.	Tratamiento:	Bicarbonato sódico administrado oralmente, diálisis para el fallo renal, tratamiento de insulina para la cetosis diabética
Alcalosis respiratoria: CO_2 ↓ pH ↑		**Alcalosis metabólica: H^+ ↓ pH ↑**	
Síntomas:	Velocidad y profundidad de respiración aumentadas, entumecimiento, mareo, tetania	Síntomas:	Respiración ralentizada, apatía, confusión
Causas:	Hiperventilación debida a la ansiedad, histeria, fiebre, ejercicio; reacción a fármacos como el salicilato, quinina y antihistamínicos; condiciones que causan hipoxia (p. ej., neumonía, edema pulmonar y enfermedades cardiacas)	Causas:	Vómitos, enfermedades de las glándulas adrenales, ingestión de exceso de álcali
Tratamiento:	Eliminación del estado que produce la ansiedad; respirar dentro de una bolsa de papel	Tratamiento:	Infusión de solución salina, tratamiento de enfermedades subyacentes

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Tampones

8.47 ¿Cuáles de los siguientes casos representan un sistema tampón? Justifica tu respuesta.

a. NaOH y NaCl **b.** H_2CO_3 y $NaHCO_3$
c. HF y KF **d.** KCl y NaCl

8.48 ¿Cuáles de los siguientes casos representan un sistema tampón? Justifica tu respuesta.

a. H_3PO_4 **b.** $NaNO_3$
c. $HC_2H_3O_2$ y $NaC_2H_3O_2$ **d.** HCl y NaOH

8.49 Considera el sistema tampón del ácido fluorhídrico, HF, y su sal, NaF.

$$HF\,(aq) \rightleftharpoons H^+\,(aq) + F^-\,(aq)$$

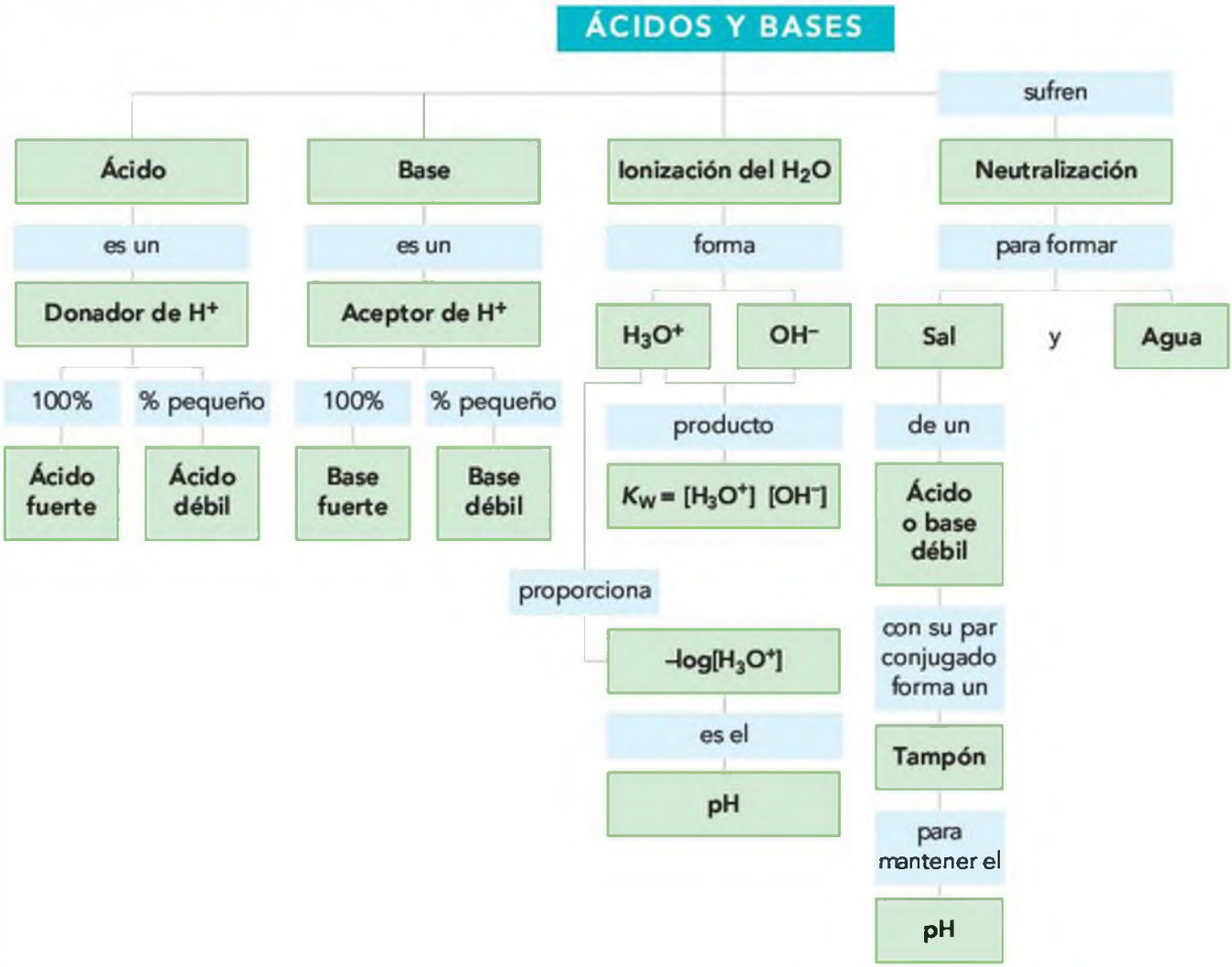
a. ¿Cuál es la finalidad del sistema tampón?
b. ¿Por qué es necesaria la sal del ácido?
c. ¿Cómo reacciona el tampón cuando se añade algo de H^+?
d. ¿Cómo reacciona el tampón cuando se añade algo de OH^-?

8.50 Considera el sistema tampón del ácido nitroso, HNO_2, y su sal, $NaNO_2$.

$$HNO_2\,(aq) \rightleftharpoons H^+\,(aq) + NO_2^-\,(aq)$$

a. ¿Cuál es la finalidad del sistema tampón?
b. ¿Cuál es la finalidad del $NaNO_2$ en el tampón?
c. ¿Cómo reacciona el tampón cuando se añade algo de H^+?
d. ¿Cómo reacciona el tampón cuando se añade algo de OH^-?

MAPA CONCEPTUAL



¡DE UN VISTAZO!

8.1 Ácidos y bases

El objetivo es... describir y nombrar ácidos y bases; identificar los ácidos y bases de Brønsted-Lowry.

Un ácido de Arrhenius libera H^+ y una base de Arrhenius libera OH^- en disoluciones acuosas. De acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry, los ácidos son donadores de protones (H^+) y las bases son aceptores de protones. En una reacción ácido-base se encuentran presentes dos pares conjugados ácido-base. Cada par ácido-base está relacionado por la pérdida o ganancia de un H^+. Por ejemplo, cuando el ácido HF cede un H^+, el ión F^- que se forma es su base conjugada, puesto que el F^- es capaz de aceptar un protón. El otro par ácido-base sería H_2O y H_3O^+.

$$HF(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+ + F^-(aq)$$

8.2 Fuerza de ácidos y bases

El objetivo es... escribir ecuaciones para la disociación de los ácidos fuertes y débiles.

En los ácidos fuertes, todos los H^+ del ácido se ceden al H_2O; en los ácidos débiles, solo un pequeño porcentaje de las moléculas del ácido forman H_3O^+. Las bases fuertes son los hidróxidos de los grupos 1A(1) y 2A(2), que se disocian totalmente en agua. Una base débil importante es el amoniaco, NH_3.

8.3 Ionización del agua

El objetivo es... usar el producto iónico del agua para calcular la $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ en una disolución acuosa.

En el agua pura, algunas moléculas ceden protones a otras moléculas de agua, formando cantidades pequeñas pero iguales de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$, de forma que cada una de ellas tiene una concentración de $1{,}0 \times 10^{-7}$ moles/l. El producto iónico, K_w, $[H_3O^+] \times [OH^-] = 1{,}0 \times 10^{-14}$, se aplica a todas las disoluciones acuosas a 25 °C. En disoluciones ácidas, la $[H_3O^+]$ es mayor que la $[OH^-]$. En disoluciones básicas la $[OH^-]$ es mayor que la $[H_3O^+]$.

8.4 La escala de pH

El objetivo es... calcular el valor del pH a partir de $[H_3O^+]$; dado el pH, calcular $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ de una disolución.

La escala de pH comprende los números de 0 a 14 relacionados con la $[H_3O^+]$ de la disolución. Una disolución neutra tiene un pH de 7. En disoluciones ácidas, el pH está por debajo de 7, y en las disoluciones básicas, es superior a 7. Matemáticamente, el pH es el negativo del logaritmo de la concentración de iones hidronio ($-\log[H_3O^+]$).

8.5 Reacciones de ácidos y bases

El objetivo es... escribir ecuaciones ajustadas para las reacciones de ácidos y bases; calcular la molaridad o el volumen de un ácido o una base a partir de la información de una valoración.

Cuando un ácido reacciona con un metal, se forman hidrógeno gaseoso y una sal. La reacción de un ácido con un carbonato o bicarbonato origina dióxido de carbono, una sal y agua. En la neutralización, un ácido reacciona con una base para formar una sal y agua. En una valoración, una muestra de ácido se neutraliza con una cantidad conocida de base. A partir del volumen y la molaridad de la base, se calcula la concentración del ácido.

8.6 Tampones

El objetivo es... describir el papel de los tampones en el mantenimiento del pH de una disolución.

Una disolución tampón resiste los cambios en el pH cuando se le añaden pequeñas cantidades de ácido o de base. Un tampón contiene o un ácido débil y una de sus sales o una base débil y una de sus sales. El ácido débil recoge los OH^- añadidos y el anión de la sal los H^+ añadidos. Los tampones son importantes para mantener el pH de la sangre.

TÉRMINOS CLAVE

Ácido Sustancia que al disolverse en agua libera iones hidrógeno (H^+), según la teoría de Arrhenius. Todos los ácidos son donadores de protones, según la teoría de Brønsted-Lowry.

Ácido débil Ácido que cede solamente unos pocos H^+.

Ácido fuerte Ácido que se ioniza totalmente en agua.

Ácidos y bases de Brønsted-Lowry Un ácido es un donador de protones, y una base es un aceptor de protones.

Acidosis Condición fisiológica en la que el pH de la sangre es menor de 7,35.

Alcalosis Condición fisiológica en la que el pH de la sangre es superior a 7,45.

Base Sustancia que al disolverse en agua forma iones hidróxido (OH^-), según la teoría de Arrhenius. Todas las bases son aceptores de protones, según la teoría de Brønsted-Lowry.

Base débil Base que acepta solamente unos pocos H^+.

Base fuerte Base que se ioniza totalmente en agua.

Constante del producto iónico del agua, K_w Producto de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ en disolución; $K_w = [H_3O^+]\,[OH^-]$.

Ión hidronio, H_3O^+ Ión formado por la unión de un protón (H^+) a una molécula de H_2O.

Neutra Término que describe a una disolución con concentraciones iguales de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$.

Neutralización Reacción entre un ácido y una base para formar una sal y agua.

Par conjugado ácido-base Un ácido y una base que se diferencian en un H^+. Cuando un ácido cede un protón, el producto es su base conjugada, que es capaz de aceptar un protón en la reacción inversa.

pH Medida de la $[H_3O^+]$ en una disolución; $pH = -\log[H_3O^+]$.

Tampón Disolución de un ácido débil y su base conjugada o de una base débil y su ácido conjugado que mantiene el valor del pH neutralizando el ácido o la base añadidos.

Valoración Adición de base a una muestra de ácido para determinar la concentración del ácido.

COMPRENDER LOS CONCEPTOS

8.51 Identifica cada uno de los siguientes compuestos como un ácido, una base o una sal, e indica su nombre.

a. LiOH **b.** $Ca(NO_3)_2$ **c.** HBr
d. $Ba(OH)_2$ **e.** H_2CO_3

8.52 Identifica cada uno de los siguientes compuestos como un ácido, una base o una sal, e indica su nombre.

a. H_3PO_4 **b.** $MgBr_2$ **c.** NH_3
d. H_2SO_4 **e.** NaCl

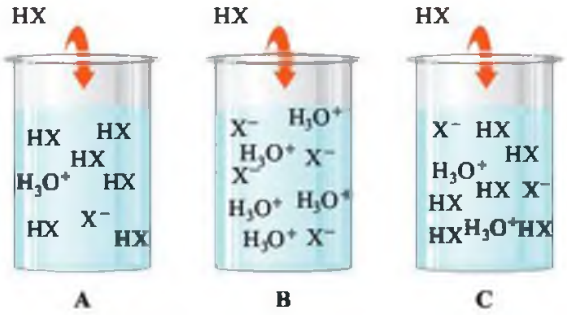
8.53 Completa la siguiente tabla:

Ácido	Base conjugada
H_2O	
	CN^-
HNO_2	
	$H_2PO_4^-$

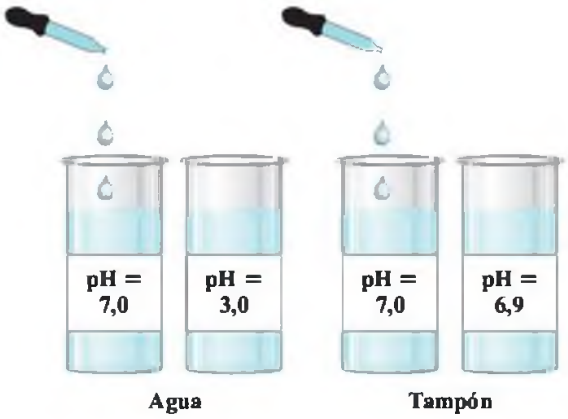
8.54 Completa la siguiente tabla:

Base	Ácido conjugado
	HS^-
	H_3O^+
NH_3	
HCO_3^-	

8.55 Indica si cada uno de los siguientes diagramas de disoluciones ácidas determina si el diagrama representa un ácido fuerte o un ácido débil. El ácido tiene la fórmula HX.



8.56 La adición de unas pocas gotas de un ácido fuerte al agua baja considerablemente el valor del pH. Sin embargo, la adición del mismo número de gotas a un tampón no altera apreciablemente el valor del pH. ¿Por qué?



8.57 Algunas veces, y debido a un trauma o en una situación de estrés, una persona puede comenzar a hiperventilar. En ese caso, la persona debe respirar inhalando y exhalando el aire en una bolsa de papel para evitar desmayarse.

a. ¿Qué cambios ocurren en el pH de la sangre durante la hiperventilación?

b. ¿Cómo ayuda a recuperar el valor normal del pH en la sangre, respirar dentro de una bolsa de papel?

8.58 En el plasma sanguíneo, el valor del pH se mantiene gracias al sistema tampón ácido carbónico-bicarbonato.

a. ¿Cómo se mantiene el pH cuando se añade un ácido al sistema tampón?

b. ¿Cómo se mantiene el pH cuando se añade una base al sistema tampón?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS ADICIONALES

8.59 Nombra cada uno de los siguientes compuestos:

a. H_2SO_4
b. KOH
c. $Ca(OH)_2$
d. HCl
e. HNO_2

8.60 Nombra cada uno de los siguientes compuestos:

a. $Sr(OH)_2$
b. H_3PO_4
c. $HClO_3$
d. LiOH
e. H_2CO_3

8.61 Cada uno de los siguientes ejemplos, ¿es ácido, básico o neutro?

a. lluvia, pH 5,2
b. lágrimas, pH 7,5
c. té, pH 3,8
d. cola, pH 2,5
e. revelador fotográfico, pH 12,0

8.62 Cada uno de los siguientes ejemplos de fluidos corporales, ¿es ácido, básico o neutro?

a. saliva, pH 6,8
b. orina, pH 5,9
c. jugo pancreático, pH 8,0
d. bilis, pH 8,4
e. sangre, pH 7,45

8.63 ¿Cuáles son algunas de las semejanzas y diferencias entre un ácido fuerte y un ácido débil?

8.64 ¿Cuáles son algunos de los ingredientes que se encuentran en un antiácido? ¿Cómo actúan?

8.65 Un ingrediente de algunos antiácidos es el $Mg(OH)_2$.

a. Si la base no es muy soluble en agua, ¿por qué se considera una base fuerte?

b. ¿Cuál es la reacción de neutralización del $Mg(OH)_2$ con el ácido que contiene el estómago, HCl?

8.66 El ácido acético, $HC_2H_3O_2$, empleado para preparar vinagre, es un ácido débil. ¿Por qué?

8.67 Determina el pH de las siguientes disoluciones:
a. $[H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-6}$ M
b. $[H_3O^+] = 5,0 \times 10^{-2}$ M
c. $[OH^-] = 3,5 \times 10^{-4}$ M
d. $[OH^-] = 0,005$ M

8.68 Identifica cada una de las disoluciones del problema anterior como ácida, básica o neutra.

8.69 Determina el pH de las siguientes disoluciones:
a. $[OH^-] = 1,0 \times 10^{-7}$ M
b. $[H_3O^+] = 4,2 \times 10^{-3}$ M
c. $[H_3O^+] = 0,0001$ M
d. $[OH^-] = 8,5 \times 10^{-6}$ M

8.70 Identifica cada una de las disoluciones del problema anterior como ácida, básica o neutra.

8.71 ¿Cuáles son las $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ para una disolución con los siguientes valores de pH?
a. 3,0 **b.** 6,0 **c.** 8,0
d. 11,0 **e.** 9,20

8.72 ¿Cuáles son las $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ para una disolución con los siguientes valores de pH?
a. 10,0 **b.** 5,0 **c.** 7,00
d. 6,5 **e.** 1,82

8.73 Una disolución A tiene un pH de 4,0 y otra disolución B tiene un pH de 6,0.
a. ¿Cuál de las dos es más ácida?
b. ¿Cuál es la $[H_3O^+]$ en cada una?
c. ¿Cuál es la $[OH^-]$ en cada una?

8.74 Una disolución X tiene un pH de 9,5 y otra disolución Y tiene un pH de 7,5.
a. ¿Cuál de las dos es más ácida?
b. ¿Cuál es la $[H_3O^+]$ en cada una?
c. ¿Cuál es la $[OH^-]$ en cada una?

8.75 Se prepara un tampón disolviendo H_3PO_4 y NaH_2PO_4 en agua.
a. Escribe la ecuación que muestre cómo este tampón neutraliza los ácidos añadidos.
b. Escribe la ecuación que muestre cómo este tampón neutraliza las bases añadidas.

8.76 Se prepara un tampón disolviendo ácido acético, $HC_2H_3O_2$, y acetato sódico, $NaC_2H_3O_2$, en agua.
a. Escribe la ecuación que muestre cómo este tampón neutraliza los ácidos añadidos.
b. Escribe la ecuación que muestre cómo este tampón neutraliza las bases añadidas.

8.77 Calcula el volumen (ml) de una disolución 0,150 M de NaOH que se necesita para neutralizar cada una de las siguientes disoluciones:
a. 25,0 ml de una disolución 0,288 M de HCl
b. 10,0 ml de una disolución 0,560 M de H_2SO_4
c. 5,00 ml de una disolución 0,618 M de HBr

8.78 Calcula el volumen (ml) de una disolución 0,215 M de KOH que se necesita para neutralizar cada una de las siguientes disoluciones:
a. 2,50 ml de una disolución 0,825 M de H_2SO_4
b. 18,5 ml de una disolución 0,560 M de HNO_3
c. 5,00 ml de una disolución 3,18 M de H_2SO_4

8.79 Se emplea una disolución 0,205 M de NaOH para neutralizar 20,0 ml de H_2SO_4. Si se necesitan 45,6 ml de la disolución de NaOH, ¿cuál es la molaridad de la disolución de H_2SO_4?

$$H_2SO_4(aq) + 2NaOH(aq) \longrightarrow Na_2SO_4(aq) + 2H_2O(l)$$

8.80 Una muestra de 10,0 ml de vinagre, que es una disolución acuosa de ácido acético, $HC_2H_3O_2$, necesita 16,5 ml de NaOH 0,500 M para alcanzar el punto final de la valoración. ¿Cuál es la molaridad de la disolución de ácido acético?

$$HC_2H_3O_2(aq) + NaOH(aq) \longrightarrow NaC_2H_3O_2(aq) + H_2O(l)$$

¡ACEPTA EL RETO!

8.81 Considera los siguientes ejemplos:
1. H_2S **2.** H_3PO_4 **3.** HCO_3^-
a. Escribe para cada uno de ellos la fórmula de la base conjugada.
b. Escribe la fórmula del ácido más débil.
c. Escribe la fórmula del ácido más fuerte.

8.82 Identifica los pares conjugados ácido-base en cada una de las siguientes ecuaciones:
a. $NH_3(aq) + HNO_3(aq) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + NO_3^-(aq)$
b. $H_2O(l) + HBr(aq) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + Br^-(aq)$
c. $HNO_2(aq) + HS^-(aq) \rightleftharpoons H_2S(g) + NO_2^-(aq)$
d. $Cl^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons OH^-(aq) + HCl(aq)$

8.83 Completa y ajusta cada una de las siguientes ecuaciones:
a. $ZnCO_3(s) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow$
b. $Al(s) + HCl(aq) \longrightarrow$
c. $H_3PO_4(aq) + Ca(OH)_2(s) \longrightarrow$
d. $KHCO_3(s) + HNO_3(aq) \longrightarrow$

8.84 Determina cada uno de los siguientes datos para una disolución 0,050 M de KOH.
a. $[H_3O^+]$ **b.** pH
c. Los productos que se forman cuando se le hace reaccionar con H_3PO_4.
d. mililitros necesarios para neutralizar 40,0 ml de H_2SO_4 0,035 M.

8.85 ¿Cuál es el pH de una disolución preparada disolviendo 2,5 g de HCl en agua para hacer 425 ml de disolución de HCl?

8.86 Considera la reacción de KOH y HNO_2.
a. Escribe la ecuación química ajustada.
b. Calcula los mililitros de KOH 0,122 M necesarios para neutralizar 36,0 ml de HNO_2 0,250 M.

8.87 Se emplea una disolución 0,204 M de NaOH para valorar 50,0 ml de una disolución de H_3PO_4.
a. Escribe la ecuación química ajustada.
b. ¿Cuál es la molaridad de la disolución de H_3PO_4 si se necesitan 16,4 ml de la disolución de NaOH?

88 Se emplea una disolución 0,312 M de KOH para valorar 15,0 ml de una disolución de H_2SO_4.
a. Escribe la ecuación química ajustada.
b. ¿Cuál es la molaridad de la disolución de H_2SO_4 si se necesitan 28,2 ml de la disolución de KOH?

89 Uno de los lagos más ácidos en EE. UU. es el Little Echo Pond, en los Adirondacks de Nueva York. Hace poco, este lago tenía un pH de 4,2, bastante por debajo del pH recomendado de 6,5.
a. ¿Cuáles son las $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ del Little Echo Pond?
b. ¿Cuáles son las $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ de un lago que tiene un pH de 6,5?
c. Una forma de elevar el pH y restablecer la vida acuática en un lago ácido es añadir caliza ($CaCO_3$). ¿Cuántos g de $CaCO_3$ se necesitan para neutralizar 1,0 kl del agua ácida del Little Echo Pond si el ácido se escribe como HA?

$$2HA + CaCO_3(s) \longrightarrow CaA_2 + CO_2(g) + H_2O(l)$$

90 La producción diaria de ácido en el estómago (jugos gástricos) es de 1000 a 1400 ml. Antes de una comida, el ácido en el estómago (HCl) suele tener un pH de 1,42.
a. ¿Cuál es la $[H_3O^+]$ del ácido del estómago?
b. Uno de los antiácidos que se comercializan contiene 200 mg de $Al(OH)_3$ por pastilla. Escribe la ecuación de neutralización y calcula los mililitros de ácido estomacal neutralizado por dos pastillas de este antiácido.
c. El antiácido leche de magnesia contiene 400 mg de $Mg(OH)_2$ por cucharada de café. Escribe la ecuación de neutralización y calcula los mililitros de ácido estomacal neutralizado por 1 cucharada sopera de leche de magnesia (1 cucharada sopera = 3 cucharadas de café)

RESPUESTAS

Respuestas de *¡Ahora tú!*

81 **a.** ácido sulfúrico
b. KOH

82 $LiOH(s) \xrightarrow{H_2O} Li^+(aq) + OH^-(aq)$

83 $HNO_3(aq) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(aq) + NO_3^-(aq)$

84 **a.** H_2S es el ácido conjugado que se forma cuando el HS^- acepta un H^+.
b. HNO_2 es el ácido conjugado que se forma cuando el NO_2^- acepta un H^+.

85 Uno de los pares conjugados ácido-base es HCN y CN^-; el otro par es SO_4^{2-} y HSO_4^-.

86 KOH

87 $[H_3O^+] = 2,5 \times 10^{-11}$ M, básica

88 11,38

89 4,3

810 $[H_3O^+] = 3 \times 10^{-5}$ M

811 $H_2SO_4(aq) + 2NaHCO_3(s) \longrightarrow Na_2SO_4(aq) + 2CO_2(g) + 2H_2O(l)$

812 HCl 0,200 M

813 No. Ambas sustancias son sales; en la mezcla no hay ningún ácido débil presente.

Respuestas de los *Ejercicios y problemas* seleccionados

81 **a.** ácido **b.** ácido **c.** ácido **d.** base

83 **a.** ácido clorhídrico
b. hidróxido de calcio
c. ácido carbónico
d. ácido nítrico
e. ácido sulfuroso
f. hidróxido de litio

85 **a.** $Mg(OH)_2$
b. HF
c. H_3PO_4
d. LiOH
e. $Cu(OH)_2$
f. H_2SO_4

87 **a.** El HI es el ácido (donador de protones) y el H_2O es la base (aceptor de protones).
b. El H_2O es el ácido (donador de protones) y el F^- es la base (aceptor de protones).

89 **a.** F^-, ión fluoruro
b. OH^-, ión hidróxido
c. HCO_3^-, ión bicarbonato *o* ión hidrogenocarbonato
d. SO_4^{2-}, ión sulfato

811 **a.** HCO_3^-, ión bicarbonato *o* ión hidrogenocarbonato
b. H_3O^+, ión hidronio
c. H_3PO_4, ácido fosfórico
d. HBr, ácido bromhídrico

813 **a.** H_2CO_3 y su base conjugada HCO_3^-; H_2O y su ácido conjugado H_3O^+
b. NH_4^+ y su base conjugada NH_3; H_2O y su ácido conjugado H_3O^+
c. HCN y su base conjugada CN^-; NO_2^- y su ácido conjugado HNO_2

815 **a.** HBr
b. HSO_4^-
c. H_2CO_3

817 **a.** HSO_4^-
b. HF
c. HCO_3^-

819 En el agua pura, $[H_3O^+] = [OH^-]$ debido a que cada uno de los iones se forma cada vez que un protón se transfiere de una molécula de agua a otra.

821 En una disolución ácida $[H_3O^+]$ es mayor que $[OH^-]$.

8.23 **a.** ácida
b. básica
c. básica
d. ácida

8.25 **a.** $1,0 \times 10^{-9}$ M
b. $1,0 \times 10^{-6}$ M
c. $2,0 \times 10^{-5}$ M
d. $4,0 \times 10^{-13}$ M

8.27 **a.** $1,0 \times 10^{-11}$ M
b. $2,0 \times 10^{-9}$ M
c. $5,6 \times 10^{-3}$ M
d. $2,5 \times 10^{-2}$ M

8.29 En una disolución neutra, la $[H_3O^+]$ es $1,0 \times 10^{-7}$ M y el pH es 7,00, que es el negativo de la potencia de 10.

8.31 **a.** básica
b. ácida
c. básica
d. ácida
e. ácida
f. básica

8.33 **a.** 4,0
b. 8,5
c. 9,0
d. 3,40
e. 7,17
f. 10,92

8.35

$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	pH	¿Ácido, básico o neutro?
1×10^{-8} M	1×10^{-6} M	8,0	Básico
1×10^{-3} M	1×10^{-11} M	3,0	Ácido
2×10^{-5} M	5×10^{-10} M	4,7	Ácido
1×10^{-12} M	1×10^{-2} M	12,0	Básico
$2,4 \times 10^{-5}$ M	$4,2 \times 10^{-10}$ M	4,62	Ácido

8.37 **a.** $ZnCO_3(s) + 2HBr(aq) \longrightarrow ZnBr_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$
b. $Zn(s) + HCl(aq) \longrightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$
c. $HCl(g) + NaHCO_3(s) \longrightarrow NaCl(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$
d. $H_2SO_4(aq) + Mg(OH)_2(s) \longrightarrow MgSO_4(aq) + 2H_2O(l)$

8.39 **a.** $2HCl(aq) + Mg(OH)_2(s) \longrightarrow 2H_2O(l) + MgCl_2(aq)$
b. $H_3PO_4(aq) + 3LiOH(aq) \longrightarrow 3H_2O(l) + Li_3PO_4(aq)$

8.41 **a.** $H_2SO_4(aq) + 2NaOH(aq) \longrightarrow Na_2SO_4(aq) + 2H_2O(l)$
b. $3HCl(aq) + Fe(OH)_3(aq) \longrightarrow FeCl_3(aq) + 3H_2O(l)$
c. $H_2CO_3(aq) + Mg(OH)_2(s) \longrightarrow MgCO_3(s) + 2H_2O(l)$

8.43 HCl 0,829 M

8.45 H_2SO_4 0,125 M

8.47 (b) y (c) son sistemas tampón. (b) contiene el ácido débil H_2CO_3 y su sal $NaHCO_3$. (c) contiene HF, un ácido débil, y su sal KF.

8.49 **a.** Un sistema tampón mantiene el pH constante.
b. Para neutralizar cualquier H^+ añadido.
c. El H^+ añadido reacciona con F^- del NaF.
d. El OH^- añadido es neutralizado por el HF.

8.51 **a.** base, hidróxido de litio
b. sal, nitrato de calcio
c. ácido, ácido bromhídrico
d. base, hidróxido de bario
e. ácido, ácido carbónico

8.53

Ácido	Base conjugada
H_2O	OH^-
HCN	CN^-
HNO_2	NO_2^-
H_3PO_4	$H_2PO_4^-$

8.55 **a.** ácido débil
b. ácido fuerte
c. ácido débil

8.57 **a.** La hiperventilación disminuye el nivel de CO_2 en la sangre, lo que disminuye a su vez la concentración de H_2CO_3, lo que produce una disminución de la de H_3O^+ y, por tanto, aumenta el pH de la sangre.
b. Respirar dentro de una bolsa aumentará el nivel de CO_2, lo que aumenta la concentración de H_2CO_3, y por tanto, la de H_3O^+, lo que produce una disminución el pH de la sangre.

8.59 **a.** ácido sulfúrico
b. hidróxido de potasio
c. hidróxido de calcio
d. ácido clorhídrico
e. ácido nitroso

8.61 **a.** ácido
b. básico
c. ácido
d. ácido
e. básico

8.63 Ambos tipos de ácido, fuertes y débiles, forman H_3O^+ en el agua. Los ácidos débiles solo están ligeramente disociados, y forman disoluciones acuosas con pocos iones; mientras que un ácido fuerte está completamente disociado y da únicamente iones en disolución.

8.65 **a.** El $Mg(OH)_2$ que se disuelve está totalmente ionizado, lo que hace de él una base fuerte.
b. $Mg(OH)_2(aq) + 2HCl(aq) \longrightarrow MgCl_2(aq) + 2H_2O(l)$

8.67 **a.** 8,00
b. 1,30
c. 10,54
d. 11,7

8.69 **a.** 7,00
b. 2,38
c. 4,0
d. 5,93

8.71 **a.** $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-3}$ M; $[OH^-] = 1 \times 10^{-11}$ M
b. $[H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-6}$ M; $[OH^-] = 1,0 \times 10^{-8}$ M
c. $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-8}$ M; $[OH^-] = 1 \times 10^{-6}$ M
d. $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-11}$ M; $[OH^-] = 1 \times 10^{-3}$ M
e. $[H_3O^+] = 6,3 \times 10^{-10}$ M; $[OH^-] = 1,6 \times 10^{-5}$ M

8.73 **a.** La disolución A con un pH de 4 es más ácida que la disolución B.
b. Disolución A: $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-4}$ M
Disolución B: $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-6}$
c. Disolución A: $[OH^-] = 1 \times 10^{-10}$ M
Disolución B: $[OH^-] = 1 \times 10^{-8}$ M

8.75 **a.** ácido: $H_2PO_4^-(aq) + H_3O^+(aq) \longrightarrow H_3PO_4(aq) + H_2O(l)$
b. base: $H_3PO_4(aq) + OH^-(aq) \longrightarrow H_2PO_4^-(aq) + H_2O(l)$

8.77 **a.** 48,8 ml
b. 74,7 ml
c. 20,6 ml

8.79 H_2SO_4 0,234 M

8.81 **a.** **1.** HS^- **2.** $H_2PO_4^-$ **3.** CO_3^{2-}
b. H_2S
c. H_3PO_4

8.83 **a.** $ZnCO_3(s) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow ZnSO_4(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$
b. $2Al(s) + 6HCl(aq) \longrightarrow 2AlCl_3(aq) + 3H_2(g)$
c. $2H_3PO_4(aq) + 3Ca(OH)_2(s) \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2(aq) + 6H_2O(l)$
d. $KHCO_3(s) + HNO_3(aq) \longrightarrow KNO_3(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$

8.85 0,80

8.87 **a.** $H_3PO_4(aq) + 3NaOH(aq) \longrightarrow Na_3PO_4(aq) + 3H_2O(l)$
b. 0,0223 M

8.89 **a.** $[H_3O^+] = 6 \times 10^{-5}$ M; $[OH^-] = 2 \times 10^{-10}$ M
b. $[H_3O^+] = 3 \times 10^{-7}$ M; $[OH^-] = 3 \times 10^{-8}$ M
c. 3 g de $CaCO_3$

Combina los conceptos de los capítulos 6 a 8

CC.13 El metano es el componente mayoritario del gas natural purificado que se emplea para calefacciones y cocinas. Cuando un mol de gas metano se quema con oxígeno para formar dióxido de carbono y agua, se desprenden 211 kcal de calor. El gas metano tiene una densidad de 0,715 g/l en condiciones normales. Para el transporte, se disminuye el volumen del gas natural enfriándolo a −163 °C, lo que proporciona el gas natural licuado con una densidad de 0,45 g/ml. Un tanque de un barco de transporte puede contener 27 millones de litros de este gas.

a. Escribe la fórmula de punto-electrón y la fórmula molecular del metano, que está formado por un átomo de carbono unido a cuatro átomos de hidrógeno.

b. ¿Cuál es la masa en kilogramos del gas natural licuado (suponiendo que está compuesto únicamente por metano) transportado en el tanque de un petrolero?

c. ¿Cuál es el volumen en litros del gas metano cuando el gas natural licuado de un tanque se convierte en gas en condiciones normales?

d. Escribe la reacción ajustada de la reacción del metano con el oxígeno en un quemador de una cocina de gas.

e. ¿Cuántos kilogramos de oxígeno se necesitan para que reaccionen con todo el metano que transporta un tanque de gas natural licuado?

f. ¿Cuánto calor, en kilocalorías, se desprende al quemar todo el gas natural licuado de un tanque de metano?

CC.14 Los humos de los tubos de escape de los automóviles son una de las principales fuentes de contaminación. Entre los contaminantes que se forman a partir de la gasolina se encuentra el óxido de nitrógeno, que se forma a temperaturas elevadas en el motor del automóvil a partir del nitrógeno y el oxígeno del aire. Una vez liberado a la atmósfera, el óxido de nitrógeno reacciona con oxígeno para formar dióxido de nitrógeno, un gas rojizo con un olor acre y picante que contribuye a la formación del esmog. Un componente mayoritario de la gasolina es el octano, C_8H_{18}, que tiene una densidad de 0,803 g/cm^3. En un año, un automóvil estándar emplea 2081 litros de gasolina y produce 18,45 kg de óxido de nitrógeno.

a. Escribe la reacción ajustada para la formación de óxido de nitrógeno y dióxido de nitrógeno.

b. Si todo el óxido de nitrógeno producido por un automóvil se transforma en dióxido de nitrógeno en la atmósfera, ¿cuántos kilogramos de dióxido de nitrógeno se producen en un año a partir de un solo automóvil?

c. Escribe la ecuación ajustada para la reacción del octano con oxígeno para dar dióxido de carbono y vapor de agua.

d. ¿Cuántos moles de C_8H_{18} hay en 57,5 l de octano?

e. ¿Cuántos kilogramos de dióxido de carbono puede producir un coche estándar en 1 año? (Supón que la combustión del octano es completa.)

CC.15 En algunas ocasiones cuando la ropa de vestir tiene manchas, se añade lejía en el lavado para que reaccione con la suciedad y haga desaparecer las manchas. El ingrediente activo de la lejía es el hipoclorito sódico (NaClO). Se puede preparar una disolución de lejía burbujeando cloro gaseoso en una disolución de hidróxido sódico para formar el hipoclorito sódico, cloruro sódico y agua. Una botella típica de lejía contiene 2 l de lejía con 104,5 g de NaClO y tiene una densidad de 1,08 g/ml.

a. El hipoclorito sódico, ¿es un compuesto iónico o covalente?
b. ¿Cuál es la concentración en porcentaje (% m/v) del hipoclorito sódico en la lejía?
c. Escribe la ecuación de la preparación de la disolución de lejía.
d. ¿Cuántos litros de cloro gas en condiciones normales se necesitan para producir los 2 l de lejía que hay en una botella de lejía?
e. Si el pH de una disolución de lejía es 10,3, ¿cuáles son la $[H_3O^+]$ y la $[OH^-]$?

CC.16 En la producción del vino, la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) de las uvas sufre una fermentación en ausencia de oxígeno para formar etanol y dióxido de carbono. Una botella de vino de Oporto añejo tiene un volumen de 750 ml y contiene 135 ml de etanol (C_2H_6O). El etanol tiene una densidad de 0,789 g/ml. En 750 g de uvas hay 26 g de glucosa.

a. Calcula la concentración de etanol en porcentaje por volumen (% v/v).
b. ¿Cuál es la molaridad (M) del etanol en el vino de Oporto?
c. Escribe la ecuación ajustada para la reacción de fermentación de la glucosa.
d. ¿Cuántos gramos de glucosa de las uvas se necesita para producir una botella de vino de Oporto?
e. ¿Cuántas botellas de vino de Oporto se pueden producir a partir de 1,0 toneladas de uvas?

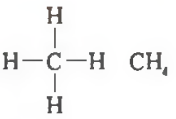
CC.17 Un metal reacciona completamente con 34,8 ml de HCl 0,520 M.

a. Escribe la ecuación ajustada para la reacción del metal M y HCl *(aq)* para formar MCl_3 *(aq)* y H_2 gaseoso.
b. ¿Qué volumen en mililitros de H_2 en condiciones normales se forma?
c. ¿Cuántos moles del metal M reaccionan?
d. Si el metal tiene una masa de 0,420 g, emplea los resultados de la pregunta **(c)** para determinar la masa atómica del metal M.
e. ¿Cuál es el nombre y el símbolo del metal M en el apartado **(d)**?
f. Escribe la ecuación ajustada empleando el símbolo del metal según el apartado **(e)**.

CC.18 En una cucharilla de café (5,0 ml) que contiene un antiácido líquido, hay 200,0 mg de $Ca(OH)_2$ y 200,0 mg de $Al(OH)_3$. Se emplea un HCl 0,080 M, similar al ácido del estómago, para neutralizar 5,0 ml del antiácido líquido.

a. Escribe la ecuación de neutralización del HCl y el $Ca(OH)_2$.
b. Escribe la ecuación de neutralización del HCl y el $Al(OH)_3$.
c. ¿Cuál es el pH de la disolución de HCl?
d. ¿Cuántos mililitros de disolución de HCl se necesitan para neutralizar el $Ca(OH)_2$?
e. ¿Cuántos mililitros de disolución de HCl se necesitan para neutralizar el $Al(OH)_3$?

RESPUESTAS

CC.13 **a.**  CH_4

b. $1{,}2 \times 10^7$ kg de gas natural licuado (metano)
c. $1{,}7 \times 10^{10}$ l de metano en condiciones normales
d. $CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$
e. $4{,}8 \times 10^7$ kg de O_2
f. $1{,}6 \times 10^{11}$ kcal

CC.15 **a.** iónico
b. 5,26 % (m/v)
c. $2NaOH(aq) + Cl_2(g) \longrightarrow NaCl(aq) + NaClO(aq) + H_2O(l)$
d. 31,4 l de cloro gas
e. $[H_3O^+] = 5 \times 10^{-11}$ M; $[OH^-] = 2 \times 10^{-4}$ M

CC.17 **a.** $2M(s) + 6HCl(aq) \longrightarrow 2MCl_3(aq) + 3H_2(g)$
b. 203 ml de H_2
c. $6{,}03 \times 10^{-3}$ moles de M
d. 69,7 g/mol
e. galio, Ga
f. $2Ga(s) + 6HCl(aq) \longrightarrow 2GaCl_3(aq) + 3H_2(g)$

9 Radiación nuclear

EN ESTA UNIDAD...

9.1 Radiactividad natural

9.2 Reacciones nucleares

9.3 Medida de la radiación

9.4 Vida media de un radioisótopo

9.5 Aplicaciones médicas de la radiactividad

9.6 Fisión y fusión nuclear

«Todo lo que hacemos en este departamento está relacionado con los materiales radiactivos», dice Julie Goudak, tecnóloga en medicina nuclear del Kaiser Hospital. «Los radioisótopos se administran de varios modos. El paciente los puede ingerir, respirar o recibir en forma de inyección intravenosa. Cada paciente se somete a unas pruebas diagnósticas, de la función cardiaca en particular, para comprobar si necesita una tomografía cardiaca computarizada (TAC)».

Un técnico en medicina nuclear administra a los pacientes isótopos que emiten radiación para determinar el grado de funcionamiento de un órgano, como puede ser el corazón o la glándula tiroides y para detectar la presencia de un tumor o tratar una determinada enfermedad. El radioisótopo se localiza en un órgano y su radiación se monitoriza desde un ordenador en el que se crea una imagen de dicho órgano. Con estos datos, un médico realiza el diagnóstico correspondiente y diseña el tratamiento adecuado.

the Chemistry place

Visita **www.chemplace.com** y encontrarás cuestiones adicionales, tutoriales interactivos, información profesional, diapositivas en PowerPoint para repasar el capítulo, ayuda para resolver las operaciones matemáticas y casos prácticos.

Una paciente de 50 años de edad se queja de nerviosismo, irritabilidad, aumento de la transpiración, cabello quebradizo y debilidad muscular. En ocasiones sus manos se muestran temblorosas y su corazón a menudo late a gran velocidad. Además, ha perdido peso. El doctor decide comprobar si pudiera existir algún problema de hipertiroidismo y para ello decide explorar la tiroides haciendo un escáner. Al paciente se le suministra una pequeña cantidad de un radioisótopo de yodo que llegará hasta la glándula tiroides. El escáner muestra un nivel por encima de lo normal para la velocidad de asimilación de yodo radiactivo, lo que indica que la glándula opera con mayor rapidez de lo esperado (hipertiroidismo). El tratamiento contra el hipertiroidismo incluye el uso de medicamentos que disminuyan los niveles de la hormona tiroidea, la utilización de yodo radiactivo para destruir las células tiroideas o la cirugía para eliminar el tiroides en parte o en su totalidad. En el caso del paciente que nos ocupa, el doctor en medicina nuclear decide emplear yodo radiactivo. El tratamiento comienza con la ingestión por vía oral de una disolución que contiene el radioisótopo. En las semanas siguientes a la administración, las células tratadas con el yodo radiactivo son destruidas por la radiación. Los análisis demuestran que la glándula tiroides del paciente ha disminuido y los niveles en sangre de la hormona tiroidea son de nuevo normales.

La especialidad de medicina nuclear comenzó en 1934 con la producción de sustancias radiactivas artificiales. En 1937, en la University of California en Berkeley (EE. UU.), se empleó el primer isótopo radiactivo para tratar a un paciente con leucemia. Un mayor avance en el empleo de la radiactividad en medicina se produjo en 1946, cuando un isótopo de yodo radiactivo fue empleado para diagnosticar la función tiroidea y tratar el hipertiroidismo y el cáncer de tiroides. En los años 70 y 80, se emplearon una gran variedad de sustancias radiactivas para reproducir la imagen de órganos como el hígado, el bazo, la glándula tiroides, los riñones y el cerebro, además de para detectar enfermedades cardiacas. En la actualidad, los diferentes procedimientos empleados en medicina nuclear proporcionan información acerca de la función y estructura de cada órgano del cuerpo, permitiendo al experto en medicina nuclear detectar y tratar las enfermedades en estadios tempranos.

EL OBJETIVO ES...

ser capaz de describir las partículas alfa y beta, el positrón y la radiación gamma.

9.1 RADIACTIVIDAD NATURAL

La mayoría de los isótopos naturales de elementos con un número atómico hasta 19 tienen núcleos estables, pues las repulsiones entre los protones cargados positivamente son contrarrestadas por otras fuerzas nucleares. Por el contrario, los elementos con un número atómico igual o superior a 20 tienen uno o más isótopos con núcleos inestables, en los que las fuerzas nucleares no son capaces de neutralizar la repulsión electrostática que existe entre los protones. Un núcleo inestable es **radiactivo,** lo que significa que emite espontáneamente pequeñas partículas o energía, llamada **radiación,** para ganar estabilidad.

La radiación se transforma en partículas, como las partículas alfa *(α)* o beta *(β)*, positrones (β^+) o energía como los rayos gamma *(γ)*. Un isótopo que emite radiación se denomina *radioisótopo*. Los elementos con números atómicos 93 o superiores se producen artificialmente en laboratorios nucleares y están formados solo por isótopos radiactivos.

En el capítulo 3, vimos cómo identificar los diferentes isótopos de un elemento. Así en la parte superior izquierda del símbolo químico correspondiente se escribe el número másico

del mismo y en la parte inferior izquierda el número atómico. Recuerda que el número másico es igual a la suma de protones y neutrones del núcleo y el número atómico es igual al número de protones. Por ejemplo, un isótopo radiactivo de yodo empleado para el diagnóstico y tratamiento de la glándula tiroides tiene un símbolo con un número másico de 131 y un número atómico de 53, como se muestra a continuación:

Número másico (protones y neutrones)
Elemento
Número atómico (protones)

$^{131}_{53}I$

Los isótopos radiactivos se nombran escribiendo el número másico después del nombre del elemento y el símbolo. El isótopo se llama yodo-131 o I-131. En la tabla 9.1 se comparan algunos isótopos no radiactivos estables con algunos isótopos radiactivos.

TABLA 9.1 Isótopos estables y radiactivos de algunos elementos

Magnesio	Yodo	Uranio
Isótopos estables		
$^{24}_{12}Mg$	$^{127}_{53}I$	Ninguno
Magnesio-24	Yodo-127	
Isótopos radiactivos		
$^{23}_{12}Mg$	$^{125}_{53}I$	$^{235}_{92}U$
Magnesio-23	Yodo-125	Uranio-235
$^{27}_{12}Mg$	$^{131}_{53}I$	$^{238}_{92}U$
Magnesio-27	Yodo-131	Uranio-238

Tipos de radiación

Un núcleo inestable emite diferentes tipos de radiación para formar un núcleo más estable y de menor energía. Uno de estos tipos de radiación son las partículas alfa. Una **partícula alfa** es idéntica al núcleo del átomo de helio (He), que tiene dos protones y dos neutrones. Una partícula alfa tiene un número másico de 4, un número atómico de 2 y una carga de 2+. El símbolo de una partícula alfa es la letra alfa *(α)* del alfabeto griego o el símbolo del núcleo de helio, en el que la carga 2+ se omite.

$^{4}_{2}He$

Partícula alfa *(α)*

Una **partícula beta** es un electrón que se emite cuando el neutrón de un núcleo inestable se convierte en un protón y un electrón. Una partícula beta tiene una carga de 1− y un número másico de 0. Se representa por la letra beta *(β)* del alfabeto griego o por el símbolo de electrón *(e)* incluyendo el número másico y la carga.

$^{0}_{-1}e$

Partícula beta *(β)*

$$^{1}_{0}n \longrightarrow {}^{1}_{1}H + {}^{0}_{-1}e$$

Neutrón en el núcleo | Nuevo protón que permanece en el núcleo | Nuevo electrón emitido como partícula beta

Un **positrón** tiene una carga positiva (1+) y un número másico de 0, lo que le hace similar a una partícula beta. Se representa como β^+. Los símbolos para una partícula beta y un positrón son los siguientes:

	Electrón	Positrón
Número másico Carga	${}^{0}_{-1}e$	${}^{0}_{+1}e$

Un positrón se genera a partir de un núcleo inestable cuando un protón se transforma en un neutrón y un positrón.

$${}^{1}_{1}\text{H} \longrightarrow {}^{1}_{0}\text{n} + {}^{0}_{+1}e \ (\text{o } \beta^+)$$

Protón en el núcleo — Nuevo neutrón que permanece en el núcleo — Positrón emitido

Un positrón es un ejemplo de *antimateria*, término que los físicos emplean para describir a las partículas que son exactamente lo opuesto a otro tipo de partículas; en este caso, un electrón. Cuando colisionan un electrón y un positrón, sus diminutas masas se convierten por completo en energía, que es emitida en forma de rayos gamma.

$${}^{0}_{-1}e + {}^{0}_{+1}e \longrightarrow 2\,{}^{0}_{0}\gamma$$

Cuando el símbolo β se emplea sin carga se trata de una partícula beta y no de un positrón.

Los **rayos gamma** son una radiación de alta energía emitida cuando un núcleo inestable experimenta una reorganización de sus partículas para formar un núcleo más estable y de menor energía. Los rayos gamma se identifican por la letra gamma del alfabeto griego *(γ)*. Como los rayos gamma son únicamente energía, los ceros se emplean para indicar que no tienen ni masa ni carga.

${}^{0}_{0}\gamma$

Rayos gamma *(γ)*

La tabla 9.2 resume los tipos de radiación que emplearemos en las ecuaciones nucleares.

TABLA 9.2 Formas comunes de radiación

Tipo de radiación	Símbolo		Número másico	Carga
Partículas alfa	α	${}^{4}_{2}\text{He}$	4	2+
Partículas beta	β	${}^{0}_{-1}e$	0	1−
Positrón	β^+	${}^{0}_{+1}e$	0	1+
Rayos gamma	γ	${}^{0}_{0}\gamma$	0	0
Protón	p	${}^{1}_{1}\text{H}$	1	1+
Neutrón	n	${}^{1}_{0}\text{n}$	1	0

EJERCICIO RESUELTO 9.1

Símbolos para partículas radiactivas

Escribe el símbolo de una partícula alfa.

SOLUCIÓN

La partícula alfa contiene 2 protones y 2 neutrones. Tiene un número másico de 4 y un número atómico de 2. Se representa como α o ${}^{4}_{2}\text{He}$.

¡AHORA TÚ!

¿Qué símbolo se emplea para la radiación beta?

Cuando la radiación interacciona con las moléculas que encuentra en su camino, esta puede arrancar electrones dando lugar a la formación de iones inestables. Por ejemplo, cuando la radiación pasa a través del cuerpo humano y choca con las moléculas de agua forma la especie H_2O^+ después de eliminar un electrón, estos nuevos iones pueden causar reacciones químicas no deseadas en nuestro organismo.

Las células más sensibles a la radiación son aquellas que experimentan una división rápida, como las que se encuentran en la médula ósea, la piel, los órganos reproductores, la pared intestinal o las de los niños. Las células dañadas pueden perder su capacidad de originar los materiales para los cuales están diseñadas. Así, por ejemplo, si la radiación deteriora las células de la médula ósea los eritrocitos dejan de producirse. La alteración de las células del esperma o de los ovarios, puede causar malformaciones en los recién nacidos. Por el contrario, las células de los nervios, los músculos, el hígado o los huesos de los adultos son mucho menos sensibles a la radiación, ya que experimentan poca o ninguna división celular.

Las células cancerosas son otro ejemplo de células que se dividen rápidamente; puesto que son muy sensibles a la radiación, se emplean grandes dosis de radiación para destruirlas. El tejido que rodea a las células cancerosas se divide a menor velocidad y sufre por ello un menor daño por efecto de la radiación. Sin embargo, la radiación puede provocar la formación de tumores malignos, leucemia, anemia y mutaciones genéticas.

the Chemistry place

WEB TUTORIAL
Radiation and Its Biological Effects

Protección frente a la radiación

Es fundamental que el radiólogo, el doctor o la enfermera que trabajan con isótopos radiactivos empleen una protección adecuada frente a la radiación. Es preciso disponer de un **apantallamiento** apropiado para evitar la exposición. Las partículas alfa, las más pesadas de las partículas radiactivas, viajan solo unos centímetros hasta que chocan con las moléculas del aire, adquiriendo entonces electrones y convirtiéndose en átomos de helio. Un trozo de papel, la ropa o la piel nos protegen de las partículas alfa. Por tanto, una bata de laboratorio y unos guantes pueden ser suficientes en este caso, aunque si las partículas alfa son inhaladas o ingeridas pueden causar serios trastornos intestinales debido a que su masa y elevada carga producen una gran ionización a una distancia muy corta.

Las partículas beta se mueven mucho más rápidamente y alcanzan mayores distancias que las partículas alfa, hasta varios metros a través del aire. Pueden traspasar el papel y penetrar de 4 a 5 mm en el tejido corporal. La exposición externa a las partículas beta puede producir quemaduras en la superficie de la piel, pero las partículas son detenidas antes de alcanzar los órganos internos. Para proteger la piel de las partículas beta es necesario usar ropa gruesa, bata de laboratorio y guantes.

Los rayos gamma recorren grandes distancias a través del aire y atraviesan muchos materiales, incluyendo los tejidos corporales. Los rayos gamma pueden penetrar con tal facilidad el cuerpo que la exposición a los mismos es muy peligrosa. Solo una adecuada protección, con materiales como el plomo o el hormigón, puede detener a los rayos gamma. Las jeringuillas que se emplean para la administración de isótopos radiactivos emplean carcasas protectoras de plomo o materiales pesados como el wolframio y los composites plásticos.

Cuando el radiólogo prepara los materiales radiactivos utiliza guantes especiales y trabaja detrás de una mampara de plomo. En el área de trabajo se emplean tenazas largas para alcanzar los viales y los materiales radiactivos, manteniéndolos alejados de las manos y el cuerpo. En la tabla 9.3 se resumen las diferentes medidas de protección que hay que emplear frente a cada tipo de radiación.

TABLA 9.3 Propiedades de la radiación ionizante y protección requerida

Propiedad	Partículas alfa (α)	Partículas beta (β)	Rayos gamma (γ)
Distancia recorrida a través del aire	2-4 cm	200-300 cm	500 m
Penetración en los tejidos	0,05 mm	4-5 mm	50 cm o más
Protección requerida	Papel, ropa	Ropa fuerte, bata de laboratorio, guantes	Plomo, hormigón
Fuente habitual	Radio-226	Carbono-14	Tecnecio-99

Los radiólogos procuran estar el menor tiempo posible en el área radiactiva. Cierta cantidad de radiación es emitida cada minuto, por lo que si se está el doble del tiempo requerido en el área de trabajo, la probabilidad de sufrir contaminación radiactiva aumenta también al doble.

Es muy importante mantenerse a la distancia de seguridad recomendada. Cuanto mayor sea esta, menor será la intensidad de la radiación recibida. Si se duplica la distancia de la fuente de radiación, la intensidad de la radiación disminuye $(1/2)^2$, es decir un cuarto de su valor inicial.

EJERCICIO RESUELTO 9.2

Protección frente a la radiación

¿En qué se diferencia la protección requerida frente a las partículas alfa de la de los rayos gamma?

SOLUCIÓN

La radiación alfa se puede detener con un papel o la ropa. Sin embargo, para protegerse frente a la radiación gamma se necesitan materiales como el plomo o el hormigón.

¡AHORA TÚ!

Además de con la protección adecuada, ¿cómo se puede reducir la exposición a la radiación?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Radiactividad natural

9.1 **a.** ¿En qué se parecen una partícula alfa y el núcleo de un átomo de helio?
b. ¿Qué símbolos se emplean para las partículas alfa?
c. ¿Cuál es la fuente de las partículas alfa?

9.2 **a.** ¿En que se parecen una partícula beta y un electrón?
b. ¿Qué símbolos se emplean para las partículas beta?
c. ¿Cuál es la fuente de las partículas beta?

9.3 El potasio tiene tres isótopos: potasio-39, potasio-40 y potasio-41 radiactivo.
a. Escribe el símbolo atómico de cada isótopo.
b. Indica en qué se parecen y en qué se diferencian los isótopos.

9.4 El yodo obtenido de fuentes naturales es yodo-127, pero en medicina se emplean los isótopos radiactivos yodo-125 y yodo-130.
a. Escribe el símbolo atómico de cada isótopo.
b. Indica en qué se parecen y en qué se diferencian los isótopos.

9.5 Completa la siguiente tabla:

Uso médico	Símbolo atómico	Número másico	N.º de protones	N.º de neutrones
Imagen cardiaca	$^{201}_{81}Tl$			
Terapia radiactiva		60	27	
Escáner abdominal			31	36
Hipertiroidismo	$^{131}_{53}I$			
Tratamiento de la leucemia		32		17

9.6 Completa la siguiente tabla:

Uso médico	Símbolo atómico	Número másico	N.º de protones	N.º de neutrones
Tratamiento del cáncer	$^{60}_{27}Co$			
Escáner cerebral		99	43	
Flujo sanguíneo		141	58	
Escáner óseo		85		47
Función pulmonar	$^{133}_{54}Xe$			

9.7 Escribe el símbolo correspondiente a cada uno de los siguientes apartados:
a. partícula alfa **b.** neutrón
c. partícula beta **d.** nitrógeno-15
e. yodo-125

9.8 Escribe el símbolo correspondiente a cada uno de los siguientes apartados:
a. protón **b.** rayos gamma
c. electrón **d.** positrón
e. cobalto-60

9.9 Identifica cada uno de los siguientes símbolos:
a. $^{0}_{-1}X$ **b.** $^{4}_{2}X$
c. $^{1}_{0}X$ **d.** $^{24}_{11}X$
a. $^{14}_{6}X$

9.10 Identifica cada uno de los siguientes símbolos:
a. $^{1}_{1}X$ **b.** $^{32}_{15}X$ **c.** $^{0}_{0}X$
d. $^{59}_{26}X$ **d.** $^{0}_{+1}X$

9.11 **a.** ¿Por qué la radiación beta penetra más en los materiales sólidos que la radiación alfa?
b. ¿Cómo causa daño la radiación a las células del cuerpo?
c. ¿Por qué el técnico de radiación sale de la habitación cuando hace un análisis por rayos X a un paciente?
d. ¿Cuál es la razón por la que se emplean guantes para manejar materiales radiactivos?

9.12 **a.** Una enfermera en una unidad oncológica debe inyectar un isótopo radiactivo a un paciente. Indica tres precauciones con las que puede minimizar la exposición a la radiación.
b. ¿Por qué son más sensibles a la radiación las células cancerosas que las células nerviosas?
c. ¿Cuál es el propósito de ponerle un delantal de plomo a un paciente que se somete a un análisis dental de rayos X?
d. ¿Por qué las paredes de una oficina radiológica tienen gruesos bloques de hormigón?

9.2 REACCIONES NUCLEARES

EL OBJETIVO ES...

expresar la desintegración radiactiva en una ecuación que sea función de los números másico y atómico.

Cuando un núcleo se descompone espontáneamente emitiendo una radiación, el proceso se denomina **desintegración radiactiva**. Este fenómeno se puede expresar en forma de *ecuación nuclear* empleando el símbolo del núcleo radiactivo original, el nuevo núcleo y la radiación emitida.

Núcleo radiactivo ⟶ nuevo núcleo + radiación (α, β, β^+, γ)

En el capítulo 4 vimos cómo ajustar ecuaciones químicas considerando el mismo número de átomos en los reactivos y en los productos. En una ecuación nuclear, los números másicos y los números atómicos se deben igualar, de tal manera que el número de protones y neutrones sea el mismo en ambos lados de la ecuación. Sin embargo, en una ecuación nuclear a menudo cambia el número de protones, lo que conduce a un elemento diferente.

En la tabla 9.4 se recogen los cambios en el número másico y el número atómico de núcleos inestables que experimentan desintegración radiactiva.

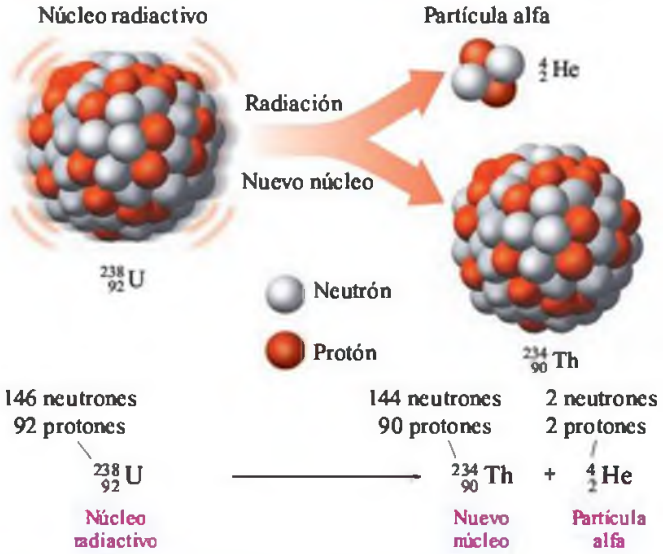
WEB TUTORIAL
Radiation and Its Biological Effects

TABLA 9.4 Cambios en el número másico y el número atómico debidos a la radiación

Proceso de desintegración	Símbolo de radiación	Cambio en número másico	Cambio en número atómico	Cambio en número de neutrones
Emisión alfa	$^{4}_{2}He$	−4	−2	−2
Emisión beta	$^{0}_{-1}e$	0	+1	−1
Emisión positrón	$^{0}_{+1}e$	0	−1	+1
Emisión gamma	$^{0}_{0}\gamma$	0	0	0

Desintegración alfa

Un núcleo inestable experimenta una desintegración alfa emitiendo una partícula alfa. Dado que las partículas alfa contienen 2 protones y 2 neutrones, el número másico disminuye en 4 unidades y el número atómico en 2. Por ejemplo, el uranio-238 emite una partícula alfa para formar un núcleo con un número másico de 234. Si se compara con el uranio, que contiene 92 protones, el nuevo núcleo tiene 90 protones, por lo que se trataría de torio.



Guía para formular una ecuación nuclear

En otro ejemplo de desintegración radiactiva, el radio-226 emite una partícula alfa para formar un nuevo isótopo del que tenemos que determinar su número másico, su número atómico y su identidad.

Guía para formular una ecuación nuclear

1. Escribir la ecuación nuclear incompleta.
2. Determinar el número másico desconocido.
3. Determinar el número atómico desconocido.
4. Determinar el símbolo del nuevo núcleo.
5. Completar la ecuación nuclear.

Paso 1 **Escribir la ecuación nuclear incompleta.**

$$^{226}_{88}Ra \longrightarrow ? + ^{4}_{2}He$$

Paso 2 **Determinar el número másico desconocido.** En la ecuación, el número másico del radio (226) es igual a los números másicos combinados de las partículas alfa y el nuevo núcleo.

226 = ? + 4

226 − 4 = ?

222 = ? (número másico del nuevo núcleo)

Paso 3 **Determinar el número atómico desconocido.** El número atómico del radio (88) debe ser igual a la suma de los números atómicos de las partículas alfa y del nuevo núcleo.

88 = ? + 2

88 − 2 = ?

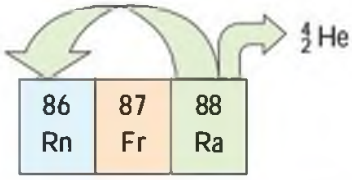
86 = ? (número atómico del nuevo núcleo)

Paso 4 **Determinar el símbolo del nuevo núcleo.** En la tabla periódica el elemento que tiene un número atómico de 86 es el radón (Rn). El núcleo de este isótopo del Rn se escribe como:

$$^{222}_{86}Rn$$

Paso 5 **Completar la ecuación nuclear.**

$$^{226}_{88}Ra \longrightarrow ^{222}_{86}Rn + ^{4}_{2}He$$



En esta reacción nuclear, un átomo del núcleo radio-226 se desintegra liberando una partícula alfa y produciendo un núcleo de radón-222.

EJERCICIO RESUELTO 9.3

Formulación de una ecuación nuclear para la desintegración alfa

Los detectores de humo en el interior de las casas contienen americio-241, que experimenta una desintegración alfa. Las partículas alfa ionizan las moléculas de aire produciendo un flujo constante de corriente eléctrica. Sin embargo, cuando en el detector entran partículas de humo, estas interfieren en el proceso de formación de iones en el aire y la corriente eléctrica se interrumpe. A consecuencia de ello, se dispara la alarma, que avisa a los inquilinos de la casa del peligro de incendio. Completa la siguiente ecuación nuclear para la desintegración del americio-241:

$$^{241}_{95}Am \longrightarrow ? + ^{4}_{2}He$$

SOLUCIÓN

Paso 1 **Escribir la ecuación nuclear incompleta.**

$$^{241}_{95}Am \longrightarrow ? + ^{4}_{2}He$$

Paso 2 **Determinar el número másico desconocido.** En la ecuación, el número másico del americio (241) es igual a la suma de los números másicos de las partículas alfa y el nuevo núcleo.

241 = ? + 4

241 − 4 = ?

237 = ? (número másico del nuevo núcleo)

Paso 3 **Determinar el número atómico desconocido.** El número atómico del americio-95 debe ser igual a la suma de los números atómicos de las partículas alfa y del nuevo núcleo.

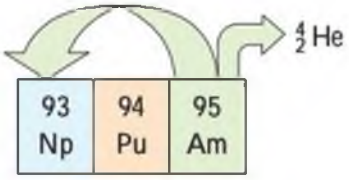
95 = ? + 2

95 − 2 = ?

93 = ? (número atómico y nuevo núcleo)

Paso 4 **Determinar el símbolo del nuevo núcleo.** En la tabla periódica, el elemento que tiene un número atómico de 93 es el neptunio, Np. El símbolo se escribe como:

$^{237}_{93}Np$



Paso 5 **Completar la ecuación nuclear.**

$$^{241}_{95}Am \longrightarrow {}^{237}_{93}Np + {}^{4}_{2}He$$

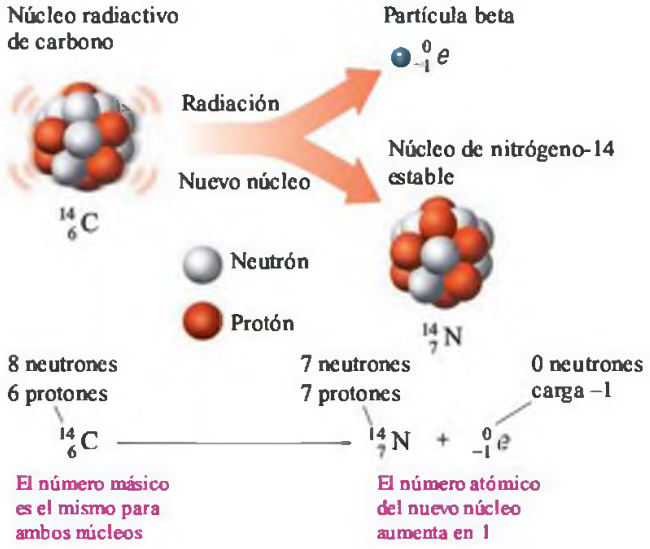
En esta reacción nuclear, el núcleo de Am-241 se descompone eliminando una partícula alfa y formando un núcleo de Np-237.

¡AHORA TÚ!

Formula la ecuación nuclear ajustada para la desintegración alfa del Po-214.

Desintegración beta

Cuando un núcleo inestable emite una partícula beta, el protón que se forma aumenta el número atómico en una unidad, pero el número másico no varía. Por ejemplo, cuando el carbono-14 se descompone por emisión beta, se convierte en nitrógeno-14.



Radón en nuestros hogares

Debido al peligro de radiación que implica, la presencia de radón en nuestro hogares se ha convertido en objeto de alarma sanitaria y medioambiental. Algunos isótopos radiactivos como el uranio-238 y el radio-226 se encuentran presentes de forma natural en la tierra y las rocas. En particular, se han encontrado niveles altos de uranio-238 en los estados de Pensilvania y Nueva Inglaterra, en los EE. UU. Cuando el uranio-238 se descompone forma radio-226, el cual puede a su vez emitir una partícula alfa y convertirse en gas radón, que emana de la tierra y las rocas.

$$^{226}_{88}Ra \longrightarrow {}^{222}_{86}Rn + {}^{4}_{2}He$$

Al aire libre, el gas radón no es nocivo ya que se dispersa rápidamente a través del aire. Sin embargo, si la fuente de radiación se encuentra cerca de una casa o un edificio, el gas radón puede penetrar por cualquier hendidura que exista o a través de las ventanas y ser respirado por los que se encuentren en el interior de la casa o el edificio. En el interior de los pulmones, el radón-222 emite partículas alfa para formar polonio-218, que provoca cáncer de pulmón.

$$^{222}_{86}Rn \longrightarrow {}^{218}_{84}Po + {}^{4}_{2}He$$

Algunos investigadores han estimado que el 10% de las muertes asociadas al cáncer de pulmón en los EE. UU. están estrechamente relacionadas con la presencia de radón. La Environmental Protection Agency (EPA) de los EE. UU. recomienda que la cantidad de radón en los hogares sea inferior a 4 picocuries (pCi) por litro de aire. Un picocurie (1 pCi) es igual a 10^{-12} curies (Ci) [los curies se describen en el apartado 9.3]. En California (EE. UU.) el 1% de las casas inspeccionadas exceden la recomendación de la EPA acerca de los niveles máximos de radón.

Química y salud

Emisores beta en medicina

Los isótopos radiactivos de algunos elementos de interés en biología son emisores beta. De hecho, cuando un radiólogo desea destruir las células malignas del cuerpo es muy probable que emplee un emisor beta. La poca penetración en los tejidos de las partículas beta puede ser beneficiosa en algunas circunstancias. Por ejemplo, cuando algunos tumores malignos aumentan los fluidos en los tejidos celulares se puede inyectar un compuesto que contenga fósforo-32 (emisor beta) en la zona del cuerpo donde está localizado el tumor. Las partículas beta penetran solo unos milímetros en el tejido, de tal manera que únicamente las células malignas y los tejidos próximos son afectados. De este modo, se interrumpe el crecimiento del tumor o al menos se disminuye la velocidad de crecimiento, a la vez que cesa la producción de fluidos. El fósforo-32 también se emplea para tratar la leucemia, la policitemia vera (producción excesiva de eritrocitos) y los linfomas.

$$^{32}_{15}P \longrightarrow {}^{32}_{16}S + {}^{0}_{-1}e$$

Otro emisor beta, el hierro-59, se usa en los análisis de sangre para determinar los niveles de hierro en la sangre y la velocidad de producción de eritrocitos en la médula ósea.

$$^{59}_{26}Fe \longrightarrow {}^{59}_{27}Co + {}^{0}_{-1}e$$

EJERCICIO RESUELTO 9.4

Formulación de una ecuación nuclear para la desintegración beta

Escribe la ecuación nuclear para la desintegración beta del cobalto-60.

SOLUCIÓN

Paso 1 **Escribir la ecuación nuclear incompleta.**

$$^{60}_{27}Co \longrightarrow ? + {}^{0}_{-1}e$$

Paso 2 **Determinar el número másico desconocido.** En la ecuación, el número másico del cobalto-60 es igual a la suma del número másico de la partícula beta y del nuevo núcleo.

60 = ? + 0

60 − 0 = ?

60 = ? (número másico del nuevo núcleo)

Paso 3 **Determinar el número atómico desconocido.** El número atómico del cobalto-60 debe ser igual a la suma del número atómico de la partícula beta y del nuevo núcleo.

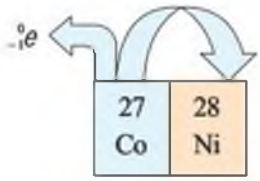
27 = ? −1

27 + 1 = ?

28 = ? (número atómico del nuevo núcleo)

Paso 4 **Determinar el símbolo del nuevo núcleo.** En la tabla periódica, el elemento con el número atómico 28 es el níquel (Ni). El símbolo de este isótopo es:

$^{60}_{28}Ni$



Paso 5 **Completar la ecuación nuclear.**

$$^{60}_{27}Co \longrightarrow {}^{60}_{28}Ni + {}^{0}_{-1}e$$

En la reacción nuclear, el cobalto-60 experimenta una desintegración beta que conduce a la obtención de níquel-60

¡AHORA TÚ!

Formula la ecuación nuclear del yodo-131, un emisor beta.

Emisión de positrones

Cuando un isótopo radiactivo emite un positrón, su número másico no cambia. Sin embargo, el número atómico del nuevo núcleo disminuye en una unidad. Por ejemplo, el manganeso-49 experimenta una emisión de positrones para producir cromo-49. El número atómico del cromo (24) y la carga del positrón (+1) se suman para dar el número atómico del manganeso (25).

$$^{49}_{25}Mn \longrightarrow {}^{49}_{24}Cr + {}^{0}_{+1}e$$

Emisión gamma

Hay muy pocos ejemplos de emisores gamma, aunque la radiación gamma acompañe a las radiaciones alfa y beta. En radiología, uno de los emisores gamma más empleados es el tecnecio (Tc). El símbolo *m* se utiliza para indicar la presencia de un isótopo inestable o metaestable; para el caso del Tc, escribiríamos tecnecio-99m, Tc-99m o $^{99m}_{43}Tc$. Cuando se emite energía en forma de rayos gamma, el núcleo inestable se vuelve más estable.

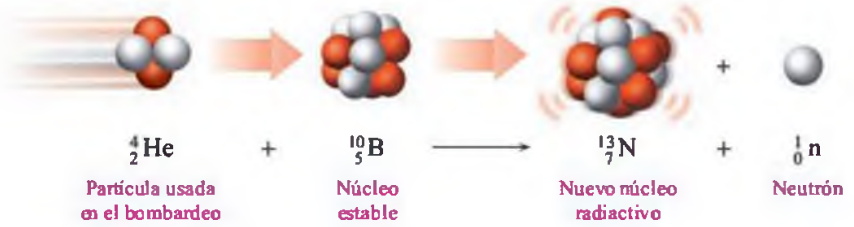
$$^{99m}_{43}Tc \longrightarrow {}^{99}_{43}Tc + {}^{0}_{0}\gamma$$

La figura 9.1 resume los cambios en el núcleo para la radiación alfa, beta, de positrones o gamma.

Producción de isótopos radiactivos

En la actualidad muchos de los isótopos radiactivos se obtienen en pequeñas cantidades a partir de isótopos estables y no radiactivos. En el proceso que se denomina *transmutación*, un núcleo estable es bombardeado con partículas alfa, beta, protones, neutrones o con núcleos pequeños a gran velocidad. Cuando el núcleo estable absorbe una de estas partículas se convierte en un isótopo radiactivo.

Cuando el isótopo no radiactivo boro-10 es bombardeado con una partícula alfa, este se convierte en nitrógeno-13 al emitir un neutrón.



Mediante este procedimiento por bombardeo se han obtenido todos los elementos que tienen un número atómico superior a 92, ya que ninguno de estos elementos se puede obtener de fuentes naturales. En realidad, muchos de ellos se han obtenido en pequeñas cantidades y tienen un tiempo de vida tan corto que en ocasiones es difícil llegar a establecer cuáles son sus propiedades más relevantes. Un ejemplo de ello es el elemento 105, el dubnio (Db), que se produce por bombardeo de californio-249 con nitrógeno-15.

$$^{249}_{98}Cf + {}^{15}_{7}N \longrightarrow {}^{260}_{105}Db + 4\,{}^{1}_{0}n$$

El tecnecio-99 se emplea en varios métodos diagnósticos en medicina que incluyen la detección del cáncer de pulmón o el reconocimiento del hígado y el bazo. La fuente de obtención de tecnecio-99 es el molibdeno-99, que se produce por la reacción nuclear de bombardeo de neutrones sobre molibdeno-98.

$$^{98}_{42}Mo + {}^{1}_{0}n \longrightarrow {}^{99}_{42}Mo$$

En muchos laboratorios radiológicos existe un pequeño generador de molibdeno-99, que se desintegra radiactivamente para dar lugar a la formación de tecnecio-99m.

$$^{99}_{42}Mo \longrightarrow {}^{99m}_{43}Tc + {}^{0}_{-1}e$$

El radioisótopo tecnecio-99 se desintegra a su vez emitiendo rayos gamma. La emisión gamma es necesaria para algunas pruebas diagnósticas, pues los rayos gamma atraviesan el cuerpo y llegan al equipo de detección.

$$^{99m}_{43}Tc \longrightarrow {}^{99}_{43}Tc + {}^{0}_{0}\gamma$$

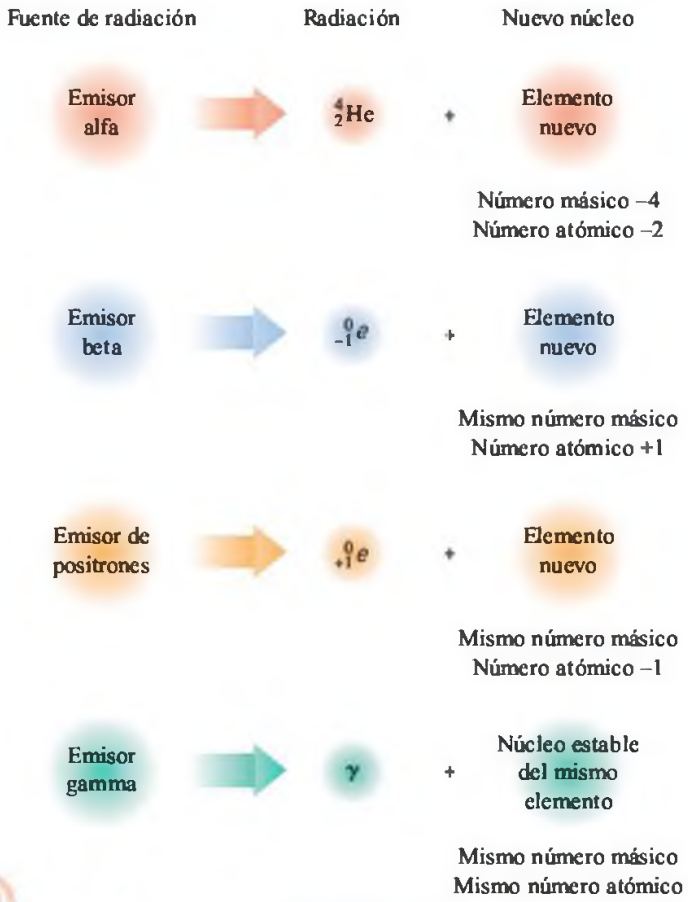


FIGURA 9.1 Cuando los núcleos de los emisores alfa, beta, de positrones o alfa emiten radiación se obtienen nuevos núcleos de mayor estabilidad.

P ¿Qué cambios se producen en el número de protones y neutrones cuando los emisores alfa liberan radiación?

EJERCICIO RESUELTO 9.5

Producción de isótopos radiactivos

Escribe la ecuación nuclear para la reacción del zinc-66 cuando absorbe un protón ($^{1}_{1}H$) durante el bombardeo que sufre para formar un isótopo radiactivo.

SOLUCIÓN

Paso 1 **Escribir la ecuación nuclear incompleta.**

$$^{66}_{30}Zn + ^{1}_{1}H \longrightarrow ?$$

Paso 2 **Determinar el número másico desconocido.** En la ecuación, la suma de los números másicos del zinc (66) y el hidrógeno (1) debe ser igual al número másico del nuevo núcleo.

$$66 + 1 = ?$$

$$67 \quad = ? \text{ (número másico del nuevo núcleo)}$$

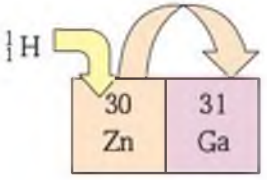
Paso 3 **Determinar el número atómico desconocido.** La suma de los números atómicos del zinc (30) y el hidrógeno (1) debe ser igual al número atómico del nuevo núcleo.

$$30 + 1 = ?$$

$$31 \quad = ? \text{ (número atómico del nuevo núcleo)}$$

Paso 4 **Determinar el símbolo del nuevo núcleo.** En la tabla periódica, el elemento con el número atómico 31 es el galio (Ga). El símbolo de este isótopo es:

$$^{67}_{31}Ga$$



Paso 5 **Completar la ecuación nuclear.**

$$^{66}_{30}Zn + ^{1}_{1}H \longrightarrow ^{67}_{31}Ga$$

¡AHORA TÚ!

Por bombardeo de aluminio-27 con una partícula alfa y un neutrón se preparó el primer isótopo radiactivo en 1934. ¿Cuál es la ecuación nuclear ajustada para esta transmutación?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Reacciones nucleares

9.13 Escribe la ecuación nuclear ajustada para la desintegración alfa de los siguientes núcleos:
a. $^{208}_{84}Po$ **b.** $^{232}_{90}Th$ **c.** $^{251}_{102}No$ **d.** $^{220}_{86}Rn$

9.14 Escribe la ecuación nuclear ajustada para la desintegración alfa de los siguientes núcleos:
a. $^{243}_{96}Cm$ **b.** $^{252}_{99}Es$ **c.** $^{251}_{98}Cf$ **d.** $^{261}_{107}Bh$

9.15 Escribe la ecuación nuclear ajustada para la desintegración beta de los siguientes núcleos:
a. $^{25}_{11}Na$ **b.** $^{20}_{8}O$
c. estroncio-92 **d.** potasio-42

9.16 Escribe la ecuación nuclear ajustada para la desintegración beta de los siguientes núcleos:
a. $^{42}_{19}K$
b. hierro-59
c. hierro-60
d. $^{141}_{56}Ba$

9.17 Completa las siguientes ecuaciones nucleares e identifica el tipo de radiación:
a. $^{28}_{13}Al \longrightarrow ? + ^{0}_{-1}e$
b. $^{135}_{60}Nd \longrightarrow ^{135}_{59}Pr + ?$
c. $^{66}_{29}Cu \longrightarrow ^{66}_{30}Zn + ?$
d. $^{228}_{90}Th \longrightarrow ^{224}_{88}Ra + ?$

9.18 Completa las siguientes ecuaciones nucleares e identifica el tipo de radiación:

a. $^{11}_{6}C \longrightarrow ^{7}_{4}Be + ?$

b. $^{35}_{16}S \longrightarrow ? + ^{0}_{-1}e$

c. $? \longrightarrow ^{90}_{39}Y + ^{0}_{-1}e$

d. $^{20}_{12}Mg \longrightarrow ? + ^{0}_{+1}e$

9.19 Completa las siguientes reacciones de bombardeo:

a. $^{9}_{4}B + ^{1}_{0}n \longrightarrow ?$

b. $^{32}_{16}S + ? \longrightarrow ^{32}_{15}P$

c. $? + ^{1}_{0}n \longrightarrow ^{24}_{11}Na + ^{4}_{2}He$

d. $^{27}_{13}Al + ^{4}_{2}He \longrightarrow ? + ^{1}_{0}n$

9.20 Completa las siguientes reacciones de bombardeo:

a. $^{40}_{18}Ar + ? \longrightarrow ^{42}_{19}K + ^{1}_{1}H$

b. $^{238}_{92}U + ^{1}_{0}n \longrightarrow ?$

c. $? + ^{1}_{0}n \longrightarrow ^{14}_{6}C + ^{1}_{1}H$

d. $? + ^{64}_{28}Ni \longrightarrow ^{272}_{111}Rg + ^{1}_{0}n$

9.3 MEDIDA DE LA RADIACIÓN

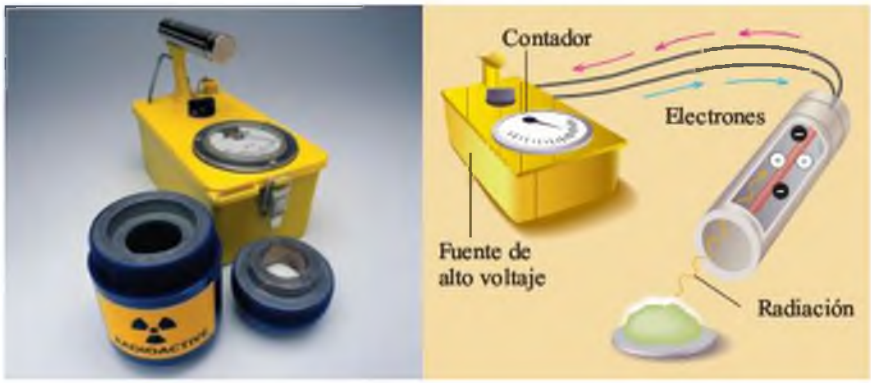
EL OBJETIVO ES...

describir la detección y medida de la radiación.

Uno de los instrumentos más comunes para detectar la radiación beta y gamma es el contador Geiger: un tubo de metal lleno de un gas como el argón. Cuando la radiación penetra por una ventana al final del tubo, los átomos de argón forman iones que producen una corriente eléctrica. Cada salto de corriente es amplificado para dar una nueva lectura en el contador.

$$Ar + \text{radiación} \longrightarrow Ar^{+} + e^{-}$$

La radiación se puede medir de diferentes maneras. Se puede medir la actividad de una muestra radiactiva o determinar el impacto de la radiación en un tejido biológico.



Midiendo la radiación

Cuando en un laboratorio radiológico se obtiene un radioisótopo, la *actividad* de la muestra se mide en función del número de desintegraciones nucleares por segundo. El **curie (Ci),** que es la unidad original de actividad, se define como el número de desintegraciones que sufre 1 g de radio en 1 segundo, lo que es igual a $3,7 \times 10^{10}$ desintegraciones por segundo. El curie debe su nombre a Marie Curie, científica polaca, que junto a su marido Pierre Curie, descubrió los elementos radiactivos radio y polonio. El **becquerel (Bq)** es la nueva unidad de radiación, que corresponde a 1 desintegración por segundo.

WEB TUTORIAL
Nuclear Chemistry

Una vez que se ha determinado la actividad de un radioisótopo, es frecuente que se desee conocer cuánta radiación absorben los tejidos corporales. La **radiación absorbida por unidad de masa** (1 g de un material como el tejido corporal) se mide en **rad** (del inglés *radiation absorbed dose*). La unidad de medida más reciente para la dosis de radiación absorbida es el **gray (Gy),** que es igual a 100 rads.

También se pueden medir los efectos biológicos de los diferentes tipos de radiación, que se cuantifican mediante la **dosis absorbida equivalente a cada tipo de radiación** o **rem** (del inglés *radiation equivalent in humans*). Las partículas alfa no penetran en el cuerpo a través de la piel, pero si encuentran otra vía de acceso al organismo pueden ser muy nocivas a pesar de tener poca penetración en los tejidos. La radiación de mayor energía, como las partículas beta o los protones y neutrones de alta energía, sí atraviesa la piel y puede causar mayor daño biológico. Los rayos gamma son particularmente perjudiciales ya que recorren grandes distancias en los tejidos y provocan una gran ionización.

Para determinar la **dosis equivalente** o dosis rem, la dosis absorbida (rads) se multiplica por un factor que ajusta el daño biológico causado por cada tipo de radiación en particular. Para la radiación beta y gamma este factor es 1, de tal manera que el daño biológico en rems es el mismo que la radiación absorbida (rads). Para los protones y neutrones de alta energía, este factor es alrededor de 10 y para las partículas alfa es 20.

Daño biológico (rem) = dosis absorbida (rad)
× factor de proporcionalidad según el tipo de radiación.

A menudo las dosis equivalentes se pueden medir en unidades milirems (mrem). Un rem es igual a 1000 mrem. La unidad de medida más reciente es el **sievert (Sv).** Un sievert equivale a 100 rems. En la tabla 9.5 se resumen las unidades de medida de la radiación.

CASE STUDY
Food Irradiation

TABLA 9.5 Algunas unidades de medida de la radiación

Medida	Unidad de medida	Unidad del SI
Actividad	curie (Ci) = $3{,}7 \times 10^{10}$ desintegraciones por segundo	becquerel (Bq) = 1 desintegración por segundo
Dosis absorbida	rad	gray (Gy)
Daño biológico	rem = rad × factor de proporcionalidad según el tipo de radiación	sievert (Sv)

EJERCICIO RESUELTO 9.6

Medida de la radiación

Un tratamiento para la artritis consiste en la administración intravenosa del radioisótopo fósforo-32, que se incorpora al hueso. Una dosis habitual de 7 mCi puede producir 450 rads en el hueso. ¿Cuál es la diferencia entre las unidades mCi y rads?

SOLUCIÓN

Los milicuries (mCi) indican la actividad del fósforo-32 considerando los núcleos que se degradan en un segundo. La dosis de radiación absorbida (rads) es una medida de la cantidad de radiación absorbida por el hueso y el tejido.

¡AHORA TÚ!

El fósforo-32 es un emisor beta. ¿Cómo se relaciona el número de rems con el número de rads?

Química y salud

Radiación y alimentos

En los EE. UU. algunas de las enfermedades asociadas a la ingesta de determinados alimentos y producidas por las bacterias patógenas *Salmonella*, *Listeria* y *Escherichia coli*, se han convertido en un problema de salud importante. Los Centers for Disease Control and Prevention estiman que alrededor de 20 000 personas en EE. UU. son infectadas por comidas contaminadas con *E. Coli* y 500 de ellas fallecen. La bacteria *E. Coli* es responsable de diversas epidemias que se han producido por alimentos contaminados como carne de ternera, zumos de frutas, lechuga, espinacas o brotes de alfalfa.

La Food and Drug Administration (FDA) norteamericana ha aprobado el empleo de 0,3 kilogray (0,3 kGy) a 1 kGy de radiación ionizante producida a partir de cobalto-60 y cesio-137 para el tratamiento de alimentos. Esta tecnología de irradiación se asemeja a un procedimiento de esterilización en medicina. Las pastillas de cobalto se introducen en tubos de acero inoxidable que se colocan en hileras, cuando los alimentos se mueven entre estas hileras, los rayos gamma los atraviesan y matan a las bacterias.

Los consumidores deben saber que cuando los alimentos son irradiados nunca entran en contacto con la fuente de radiación. Los rayos gamma atraviesan los alimentos para matar a las bacterias, pero los alimentos no se convierten en radiactivos. La radiación aniquila a las bacterias deteniendo su capacidad de dividirse y crecer. Por el mismo motivo, los alimentos se cuecen, hierven o cocinan de diferentes maneras. La radiación, al igual que el calor, no destruye los alimentos, pues sus células no se encuentran en crecimiento o en un proceso de división. Los alimentos irradiados no son dañinos, aunque pueden perder una pequeña cantidad de vitaminas B_1 y C.

En la actualidad los tomates, arándanos, fresas y champiñones se irradian al ser cosechados para aumentar su periodo de consumición una vez que han madurado (fig. 9.2). La FDA ha aprobado también la irradiación de la carne de cerdo, aves de corral y ternera para disminuir las posibles infecciones, a la vez que se amplía su fecha de caducidad para el consumo humano. En los mercados de Sudáfrica se pueden encontrar ya verduras y carnes irradiadas. Los astronautas del Apolo 17 ingirieron en la Luna alimentos irradiados y muchos hospitales y clínicas de los EE. UU. cocinan carne de pollo irradiada para evitar posibles infecciones entre los pacientes. La extensión del periodo de consumición en los alimentos irradiados también hace que estos sean especialmente útiles para excursionistas o personal militar. Los consumidores preocupados por la seguridad alimentaria pronto dispondrán en los mercados de carnes, frutas y hortalizas irradiadas.

(a)

(b)

FIGURA 9.2 **(a)** Símbolo que la FDA exige que contengan los alimentos irradiados que se venden en los mercados. **(b)** Tras 2 semanas, las fresas irradiadas (derecha) conservan su frescura, mientras que la aparición de moho es evidente en las que no han sido sometidas a irradiación.

P ¿Por qué se emplean alimentos irradiados en las misiones espaciales o en las clínicas?

Exposición a la radiación

En nuestro día a día siempre estamos expuestos a la radiación *residual* o *de fondo* de los isótopos radiactivos naturales: en el edificio donde vivimos o trabajamos, al comer o beber agua o al respirar. Por ejemplo, el potasio-40 es un isótopo natural que se encuentra en todos los alimentos que contienen potasio. Otros radioisótopos naturales en el aire o en los alimentos son el carbono-14, el radón-222, el estroncio-90 o el yodo-131. Un ciudadano norteamericano medio se estima que se encuentra expuesto a unos 360 mrem de radiación por año. En la tabla 9.6 se recogen las fuentes más habituales de radiación.

Otra fuente de radiación residual es la radiación cósmica producida en el espacio por el Sol. Las personas que habitan en lugares a mayor altitud o que viajan en avión, reciben mayor radiación cósmica ya que hay menos moléculas en la atmósfera capaces de absorber esa radiación. Por ejemplo, una persona que resida en Denver (EE. UU.) recibe aproximadamente el doble de radiación cósmica que otra que viva en Los Ángeles (EE. UU.).

Aquellos que residan cerca de una central nuclear tampoco reciben mucha radiación adicional, alrededor de 0,1 milirem (mrem) en 1 año (un rem es igual a 1000 mrem). Sin embargo, en el accidente que ocurrió en la central nuclear de Chernóbil en 1986, se estima que las personas de las poblaciones cercanas recibieron una radiación de 1 rem/h.

Las fuentes médicas de radiación normalmente incluyen los rayos X dentales, de cadera, columna vertebral o tórax. Las mamografías también implican una exposición a la radiación.

TABLA 9.6 Radiación media anual recibida por una persona en los EE. UU.

Fuente	Dosis (mrem)
Natural	
El suelo	20
Aire, agua, comida	30
Rayos cósmicos	40
Madera, hormigón, ladrillo	50
Medica	
Rayos X de tórax	20
Rayos X dental	20
Rayos X de cadera	60
Rayos X de columna vertebral	70
Mamografía	40
Rayos X del tracto gastrointestinal superior	200
Otras	
Televisión	20
Viajes en avión	10
Radón	200[a]

[a]Intervalo de variación amplio.

Química y salud

Braquiterapia

El proceso denominado braquiterapia es una forma de tratamiento radioterapéutico donde isótopos radiactivos se colocan dentro o cerca de la zona que requiere tratamiento. El prefijo *braqui* procede del griego y significa distancia corta. Una alta dosis de radiación es suministrada al área cancerosa con radiación interna, para que los tejidos normales sufran un daño mínimo. Dado que las dosis de radiación son elevadas, se requieren menos tratamientos y de corta duración. Los procesos externos convencionales administran una dosis menor, pero requieren de 6 a 8 semanas de tratamiento.

BRAQUITERAPIA PERMANENTE

Uno de los cánceres más comunes en hombres es el de próstata. Además de la cirugía convencional y la quimioterapia, un tratamiento alternativo consiste en la implantación de 40 o más cápsulas de titanio (semillas) en la zona afectada. Cada semilla, del tamaño de un pequeño grano de arroz, contiene los isótopos radiactivos yodo-125, paladio-103 o cesio-131. La radiación de las semillas acaba con el cáncer, interfiriendo en el proceso reproductivo de las células cancerosas, mientras que los tejidos normales apenas son afectados ya que la radiación actúa selectivamente sobre las células cancerosas. El 90% de los radioisótopos se desintegran en pocos meses debido a que sus tiempos de vida media son cortos.

Isótopo	I-125	Pd-103	Cs-131
Vida media	60 días	17 días	10 días
Tiempo de administración del 90% de la radiación	7 meses	2 meses	1 mes

El cuerpo del paciente emite muy poca radiación. La cantidad de radiación recibida por sus familiares es inferior a la que podrían absorber en un trayecto largo en avión. Por otro lado, aunque las cápsulas de titanio permanecen en el organismo para siempre, los productos de desintegración no son radiactivos y no causan daño alguno al paciente.

BRAQUITERAPIA TEMPORAL

En otro de los tratamientos del cáncer de próstata, se introduce directamente en el tumor iridio-192 con una aguja alargada. Estas agujas se retiran a los 5 o 10 minutos, dependiendo de la actividad del isótopo de iridio. Con respecto a la braquiterapia permanente, la braquiterapia temporal permite administrar mayores dosis de radiación en menor tiempo. El procedimiento se puede repetir en unos días.

La braquiterapia también se emplea tras una lumpectomía por un cáncer de mama. Un isótopo de iridio-192 se introduce en el catéter implantado en el lugar donde estaba el tumor y después de 5-10 minutos se elimina dependiendo de la actividad de la fuente de iridio. La radiactividad se destina fundamentalmente a los tejidos alrededor de la cavidad que contenía el tumor, donde es más probable que reaparezca el cáncer. Este procedimiento se repite dos veces al día durante 5 días hasta proporcionar una dosis absorbida de 34 Gy (3400 rads). Finalmente, el catéter se retira y no queda ningún material radiactivo en el cuerpo.

Si se considera el tratamiento externo convencional, mediante láser, una paciente recibe 2 Gy/por sesión diaria durante 35 días y alrededor de 7 semanas, lo que supone un total de dosis absorbida de 70 Gy o 7000 rads. La terapia externa con láser irradia toda la mama, incluyendo la cavidad donde se encontraba el tumor.

Enfermedad por radiación

Cuanta mayor sea la radiación que recibe el cuerpo en una sola dosis, mayores serán sus efectos. Normalmente, una exposición a la radiación inferior a 25 rem no puede ser detectada. La exposición de todo el cuerpo a una radiación de 100 rem hace que disminuya temporalmente el número de glóbulos blancos. Por el contrario, si la radiación absorbida es de 100 rem o superior la persona muestra signos evidentes de enfermedad: náuseas, vómitos, fatiga y reducción del número de glóbulos blancos. Una dosis corporal de más de 300 rem puede causar que los glóbulos blancos desaparezcan y que la persona afectada sufra diarrea, pérdida del cabello e infección. La exposición a una radiación de 500 rem causa la muerte en el 50% de las personas que reciben esa dosis. Esta dosis de radiación es lo que se conoce como dosis letal para la mitad de la población o LD_{50}. Este parámetro varía para diferentes seres vivos (tabla 9.7). Una dosis radiactiva de 600 rem sería letal para todos los humanos al cabo de unas pocas semanas.

TABLA 9.7 Dosis letales de radiación para distintos seres vivos

Forma de vida	LD_{50} (rem)
Insecto	100 000
Bacteria	50 000
Rata	800
Hombre	500
Perro	300

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Medida de la radiación

9.21 **a.** ¿Cómo detecta un contador Geiger la radiación?
b. ¿Cuál es la unidad del sistema internacional y la unidad más antigua, que permiten cuantificar la actividad de una muestra radiactiva?
c. ¿Cuál es la unidad del sistema internacional y la unidad más antigua, que describen la dosis de radiación absorbida por un tejido?
d. ¿Qué significa el término kilogray?

9.22 **a.** ¿Qué es la radiación residual o de fondo?
b. ¿Cuál es la unidad del sistema internacional y la unidad más antigua, que describe el efecto biológico de la radiación?
c. ¿Qué significan los términos mCi y mrem?
d. ¿Por qué se emplea un factor de correlación para calcular la dosis equivalente?

9.23 La dosis recomendada de yodo-131 es 4,20 μCi/kg de peso corporal. ¿Cuántos microcuries de yodo-131 se necesitan para un paciente con hipertiroidismo de 70 kg?

9.24 **a.** La dosis requerida de tecnecio-99m para un escáner pulmonar es de 20 μCi/kg de peso corporal. ¿Cuántos milicuries se le deben administrar a un paciente de 50 kg? (1 mCi = 1000 μCi).
b. Supón que una persona absorbe 50 mrads de radiación alfa. ¿Cuál será la dosis equivalente en mrems?

9.25 ¿Por qué un piloto de una compañía aérea está más expuesto a la radiación residual que una persona que trabaje en la venta de billetes aéreos?

9.26 En la terapia radiactiva, un paciente recibe una alta dosis de radiación. ¿Qué síntomas de enfermedad por radiación puede presentar el paciente?

9.4 VIDA MEDIA DE UN RADIOISÓTOPO

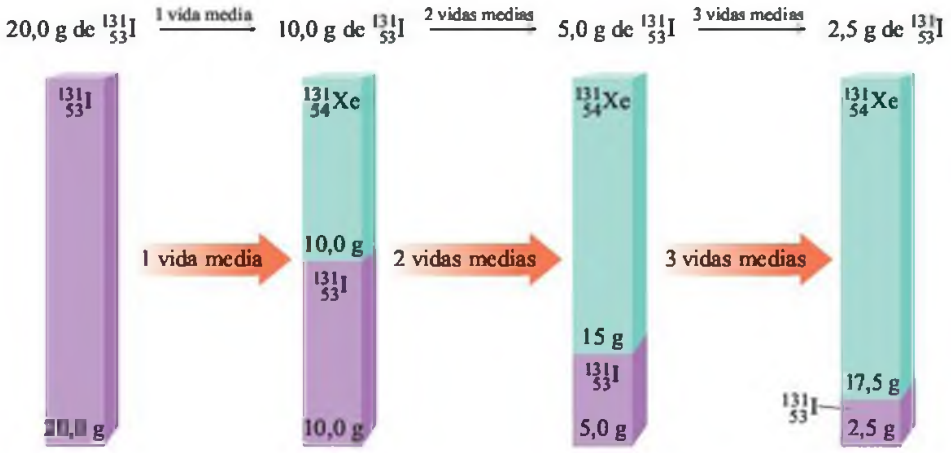
EL OBJETIVO ES...

conociendo la vida media de un radioisótopo, calcular la cantidad de radioisótopo remanente tras una o más vidas medias.

La **vida media** de un radioisótopo es el tiempo que tarda en desintegrarse la mitad de una muestra del mismo. Por ejemplo, el $^{131}_{53}I$ tiene una vida media de 8,0 días. Al desintegrarse, el $^{131}_{53}I$ se convierte en el isótopo no radiactivo ^{131}Xe y una partícula beta.

$$^{131}_{53}I \longrightarrow {}^{131}_{54}Xe + {}^{0}_{-1}\beta$$

Si tenemos una muestra que contiene 20,0 g de $^{131}_{53}I$, aunque no sepamos exactamente qué núcleo emite radiación, sí sabemos que en 8 días la mitad de los núcleos de la muestra se desintegrarán produciendo $^{131}_{54}Xe$. Dicho de otro modo, al cabo de 8 días hay la mitad de núcleos de $^{131}_{53}I$ en la muestra o 10,0 g de $^{131}_{53}I$ remanentes. El proceso de desintegración genera a su vez 10,0 g de $^{131}_{54}Xe$ como producto. Después de que pase otra vida media (otros 8 días), hay 5,0 de los 10,0 g de $^{131}_{53}I$ que se desintegran para formar $^{131}_{54}Xe$. Ahora quedan 5,0 g de $^{131}_{53}I$, mientras que se han producido un total de 15,0 g de $^{131}_{54}Xe$. Después de una tercera vida media, otros 8 días, otros 2,5 g de $^{131}_{53}I$ se desintegran para formar $^{131}_{54}Xe$ y todavía quedarán 2,5 g de $^{131}_{53}I$ capaces de producir radiación.



Una **curva de desintegración** es un diagrama de la desintegración del isótopo radiactivo. La figura 9.3 muestra la curva para la desintegración radiactiva del $^{131}_{53}I$. La información mostrada se resume en la tabla 9.8.

the Chemistry place
WEB TUTORIAL
Nuclear Chemistry

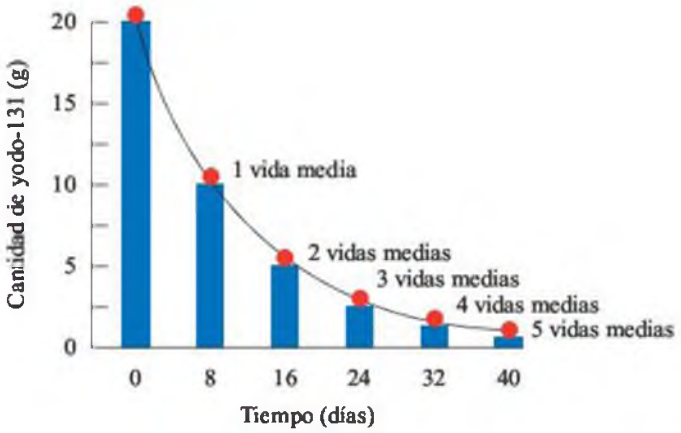


FIGURA 9.3 La curva para la desintegración del yodo-131 muestra que después de cada ciclo de vida media de 8 días la mitad de la muestra se ha desintegrado mientras que la otra mitad permanece radiactiva.

P ¿Cuántos de los 20 g de muestra permanecen radiactivos tras 2 vidas medias?

TABLA 9.8 Actividad de una muestra de $^{131}_{53}I$ con el tiempo

Tiempo transcurrido	0 días	8,0 días	16 días	24 días
Vidas medias	0	1	2	3
$^{131}_{53}I$ remanente	20,0 g	10,0 g	5,0 g	2,5 g
$^{131}_{54}Xe$ remanente	0 g	10,0 g	15,0 g	17,5 g

EJERCICIO RESUELTO 9.7

Emplear las vidas medias de un radioisótopo

El fósforo-32, radioisótopo que se emplea en el tratamiento de la leucemia, tiene una vida media de 14 días. Si una muestra contiene 8,0 g de fósforo-32, ¿cuántos gramos de fósforo-32 quedan después de 42 días?

SOLUCIÓN

Paso 1 **Datos** 8,0 g de $^{32}_{15}P$, 42 días, 14 días/vida media

Incógnita g de $^{32}_{15}P$ remanentes

Paso 2 **Método.**

42 días → Vida media → Número de vidas medias

8,0 g de $^{32}_{15}P$ → Número de vidas medias → g de $^{32}_{15}P$ remanentes

Paso 3 **Equivalencia/factores de conversión.**

1 vida media = 14 días

$$\frac{14 \text{ días}}{1 \text{ vida media}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ vida media}}{14 \text{ días}}$$

Paso 4 **Resolución del problema.** El problema se puede resolver mediante dos cálculos. En primer lugar determinamos el número de vidas medias en el tiempo que ha transcurrido:

$$\text{Número de vidas medias} = 42 \text{ días} \times \frac{1 \text{ vida media}}{14 \text{ días}} = 3 \text{ vidas medias}$$

Con estos datos, determinamos la cantidad de muestra que se desintegra por vida media y cuántos gramos de fósforo quedan.

$$8{,}0 \text{ g de } ^{32}_{15}P \xrightarrow{\text{1 vida media}} 4{,}0 \text{ g de } ^{32}_{15}P \xrightarrow{\text{2 vidas medias}} 2{,}0 \text{ g de } ^{32}_{15}P \xrightarrow{\text{3 vidas medias}} 1{,}0 \text{ g de } ^{32}_{15}P$$

¡AHORA TÚ!

El hierro-59 tiene una vida media de 46 días. Si un laboratorio recibe una muestra de 8,0 g de hierro-59, ¿cuántos gramos permanecerán activos tras 184 días?

Los isótopos naturales de los elementos tienen normalmente vidas medias largas (tabla 9.9). Estos isótopos se desintegran lentamente y producen radiación durante largos periodos de tiempo, incluso cientos o millones de años. Por el contrario, muchos de los radioisótopos empleados en medicina nuclear tienen vidas medias muy cortas. Se desintegran rápidamente y emiten casi toda su radiación en cortos periodos de tiempo. Por ejemplo, el tecnecio-99m emite la mitad de su radiación en las primeras 6 h, lo que quiere decir que la pequeña cantidad del radioisótopo que se suministra a un paciente se elimina en 2 días. El producto de desintegración del tecnecio-99m se elimina por completo del organismo.

TABLA 9.9 Vidas medias de algunos radioisótopos

Elemento	Radioisótopo	Vida media
Radioisótopos naturales		
Carbono	$^{14}_{6}C$	5730 años
Potasio	$^{40}_{19}K$	$1,3 \times 10^9$ años
Radio	$^{226}_{88}Ra$	1600 años
Uranio	$^{238}_{92}U$	$4,5 \times 10^9$ años
Radioisótopos para uso médico		
Cromo	$^{51}_{24}Cr$	28 días
Yodo	$^{131}_{53}I$	8 días
Hierro	$^{59}_{26}Fe$	46 días
Tecnecio	$^{99m}_{43}Tc$	6,0 horas

Investiga tu entorno

Representación de vidas medias

Consigue un trozo de papel y un palo de regaliz o un trozo de apio. Dibuja los ejes verticales y horizontales en el papel y marca el eje vertical para representar los átomos radiactivos y el eje horizontal para los minutos. Sitúa el palo de regaliz o el trozo de apio en el eje vertical y marca su altura tomando como lectura del eje horizontal la de 0 minutos. Después del primer minuto, corta por la mitad el palo de regaliz o el trozo de apio (¡cómete la otra mitad si tienes hambre!). A continuación, sitúa el palo de regaliz o el trozo de apio cortado por la mitad en el eje vertical y marca su altura, que se corresponde con 1 minuto de tiempo. Cada minuto corta el palo de regaliz o el trozo de apio por la mitad y marca la nueva altura en el eje vertical y el tiempo correspondiente en el eje horizontal. Continúa disminuyendo la longitud a la mitad hasta que no puedas dividir el palo de regaliz o el trozo de apio más veces. Conecta los puntos que has marcado para cada minuto. ¿Qué aspecto tiene la curva? ¿Qué relación se puede establecer entre esta curva y el concepto de vida media de un radioisótopo?

EJERCICIO RESUELTO 9.8

Estimación de fechas a partir de vidas medias

En Los Ángeles, se han encontrado restos de animales antiguos en el lago de asfalto de La Brea. Supón que una muestra de hueso encontrada en el lago de asfalto se somete a la prueba del carbono-14 para datar su antigüedad. Si la muestra señala que han pasado dos vidas medias, ¿de qué edad son los restos del animal?

SOLUCIÓN

Podemos calcular la edad de la muestra de hueso, empleando la vida media del carbono-14 (5730 años).

$$2\ \cancel{\text{vida medias}} \times \frac{5730\ \text{años}}{1\ \cancel{\text{vida media}}} = 11\ 500\ \text{años}$$

Se estima que el animal vivió hace 11 500 años, en el 9500 a. C.

¡AHORA TÚ!

Supón que un trozo de madera encontrado en una tumba tiene 1/8 (3 vidas medias) de la actividad del carbono-14 original. ¿Cuántos años hace que el trozo de madera formaba parte de un árbol?

Química y medioambiente

Estimación de la antigüedad de objetos

La técnica conocida como datación radiológica es empleada por los geólogos, arqueólogos e historiadores para determinar la edad de objetos antiguos. La edad de un material antiguo obtenido de plantas u animales (como puede ser la madera, las fibras, los pigmentos naturales, el hueso o las prendas de algodón y lana) se determina midiendo la cantidad de carbono-14, isótopo natural del carbono. En 1960, Willard Libby recibió el Premio Nobel de Química por el trabajo que desarrolló sobre la datación por radiocarbono durante los años 40. El carbono-14 se produce en la parte superior de la atmósfera por bombardeo de $^{14}_{7}N$ con neutrones de alta energía provenientes de los rayos cósmicos.

$$^{1}_{0}n + ^{14}_{7}N \longrightarrow ^{14}_{6}C + ^{1}_{1}H$$

Neutrones de los rayos cósmicos — Nitrógeno en la atmósfera — Carbono-14 radiactivo — Protón

El carbono-14 reacciona con el oxígeno para formar dióxido de carbono radiactivo: $^{14}CO_2$. El dióxido de carbono es absorbido continuamente por las plantas, produciéndose la incorporación de carbono-14 en las mismas. La asimilación de carbono-14 cesa cuando las plantas mueren.

$$^{14}_{6}C \longrightarrow ^{14}_{7}N + ^{0}_{-1}e$$

A medida que el carbono-14 se desintegra, la cantidad de carbono-14 radiactivo en las plantas disminuye gradualmente. En el proceso conocido como **datación por radiocarbono**, los científicos utilizan la vida media del carbono-14 (5730 años) para calcular el tiempo transcurrido desde que la planta murió. Cuando el material procedente de la planta va envejeciendo, cada vez queda menos carbono-14 y se puede estimar la edad aproximada de la muestra. Por ejemplo, si una viga de madera encontrada en una antigua vivienda india contiene la mitad del carbono-14 encontrado en las plantas vivas y la vida media del carbono-14 es de 5730 años, se puede estimar que la vivienda fue construida aproximadamente hace 5730 años. La datación por radiocarbono fue empleada para establecer que los pergaminos del Mar Muerto tienen unos 2000 años de antigüedad.

El método de datación radiológica empleado para estimar la antigüedad de las rocas se sirve del radioisótopo uranio-238, que se descompone en varias etapas produciendo plomo-206. El isótopo uranio-238 tiene una larga vida media, de alrededor de 4×10^9 (4 billones) años. Mediante la determinación de las cantidades de uranio-238 y plomo-206, los geólogos pueden determinar la edad de diferentes rocas. Las rocas más antiguas tienen un mayor contenido en plomo-206, ya que una mayor proporción de uranio-238 se habrá desintegrado. La edad de las rocas lunares que se recogieron en la misión del *Apollo* se determinó empleando uranio-238 y se estimó en 4×10^9 años de antigüedad, prácticamente la misma edad calculada para la tierra.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Vida media de un radioisótopo

9.27 ¿Qué se entiende por el término vida media?

9.28 ¿Por qué en las pruebas diagnósticas de medicina nuclear se emplean radioisótopos con tiempos de vida media cortos?

9.29 El tecnecio-99m es el radioisótopo ideal para los escáneres de diferentes órganos, ya que tiene un tiempo de vida media de 6,0 horas y es un emisor gamma puro. Supón que por la mañana se han preparado 80,0 mg de tecnecio en el generador. ¿Cuántos miligramos quedarán después de los siguientes intervalos de tiempo?

a. Una vida media
b. Dos vidas medias
c. 18 horas
d. 24 horas

9.30 Una muestra de sodio-24 con una actividad de 12 mCi se emplea para estimar la velocidad de la sangre en el sistema circulatorio. Si el sodio-24 tiene una vida media de 15 horas, ¿cuál será la actividad del sodio después de 2,5 días?

9.31 El estroncio-85 que se usa en los escáneres óseos tiene una vida media de 64 días. ¿Cuánto tiempo tardará el nivel de radiación en descender a un cuarto de su nivel inicial? ¿Y a un octavo?

9.32 El flúor-18, que tiene una vida media de 110 minutos, se usa en los escáneres de tomografía por emisión de positrones. Si se envían 100 mg de una muestra de flúor-18 a un laboratorio radiológico a las 8:00 h de la mañana, ¿cuántos miligramos del radioisótopo permanecerán activos si la muestra llega a las 13:30 h de la tarde?

9.5 APLICACIONES MÉDICAS DE LA RADIACTIVIDAD

EL OBJETIVO ES...

describir el uso de radioisótopos en medicina.

Para verificar el estado de un determinado órgano del cuerpo, un radiólogo puede suministrar a un paciente un radioisótopo que se concentre específicamente en el órgano en cuestión. Las

células del cuerpo no distinguen entre átomos no radiactivos o radiactivos, pero los átomos radiactivos son fáciles de detectar porque emiten radiación. Algunos de los radioisótopos que se emplean en medicina nuclear se recogen en la tabla 9.10.

TABLA 9.10 Aplicaciones médicas de radioisótopos

Isótopo	Vida media	Aplicación médica
Ce-141	32,5 días	Tubo digestivo; medida del flujo sanguíneo hacia el miocardio
Ga-67	78 horas	Imagen abdominal; detección de tumores
Ga-68	68 minutos	Detección del cáncer pancreático
P-32	4,3 días	Tratamiento de la leucemia, policitemia vera (exceso de eritrocitos) y cáncer pancreático
I-125	60 días	Tratamiento del cáncer cerebral; detección de osteoporosis
I-131	8 días	Imagen tiroidea; tratamiento de la enfermedad de Graves, bocio, e hipertiroidismo; tratamiento del cáncer de tiroides y de próstata
Sr-85	65 días	Detección de lesiones óseas, escáner cerebral
Tc-99m	6,0 horas	Imagen del esqueleto y músculo cardiaco, cerebro, hígado, corazón, pulmones, huesos, bazo, riñones y tiroides. *Es el radioisótopo más empleado en medicina nuclear*

Escáner con radioisótopos

Cuando a un paciente se le administra un radioisótopo, el radiólogo determina el nivel y la localización de la radiactividad emitida por el radioisótopo. Un escáner es un equipo que se utiliza para producir una imagen del órgano que se quiere monitorizar. El escáner se desplaza lentamente por el cuerpo del paciente hasta situarse por encima de la región donde se localiza el órgano con el radioisótopo. Los rayos gamma emitidos por el radioisótopo en el órgano investigado se utilizan para revelar una placa fotográfica, obteniéndose una **imagen de escáner** (o escáner, de forma abreviada) del órgano. En un escáner, el área con mayor o menor radiación puede ser indicativa de una enfermedad del órgano, un tumor, un coágulo sanguíneo o un edema.

Un método habitual para investigar la función tiroidea es la administración de yodo radiactivo. Cuando se suministra de forma oral, el radioisótopo yodo-131 se mezcla con el yodo presente en la glándula tiroides. Transcurridas 24 horas desde su ingestión, se determinada la cantidad de yodo presente en la tiroides. Un tubo de detección, sujeto a la glándula tiroides, detecta la radiación emitida por el yodo-131 presente en la glándula.

Un paciente con hiperactividad tiroidea tendrá niveles superiores al normal de yodo radiactivo, mientras que un paciente con hipoactividad tiroidea registrará valores bajos. El tratamiento para el hipertiroidismo implica, por tanto, la disminución de la actividad de la glándula tiroides. Uno de los tratamientos consiste en suministrar al paciente una dosis terapéutica de yodo radiactivo, lo que supone una radiación mayor que la dosis de diagnóstico. El yodo radiactivo destruye parte de las células de la tiroides, de tal manera que esta produce menor cantidad de la hormona tiroidea y se controla el hipertiroidismo.

Tomografía por emisión de positrones

Los emisores de positrones con cortos tiempos de vida media como el carbono-11, oxígeno-15, nitrógeno-13 y flúor-18, se utilizan en un método de imagen médica conocido como tomografía por emisión de positrones (PET, del inglés *Positron Emission Tomography*).

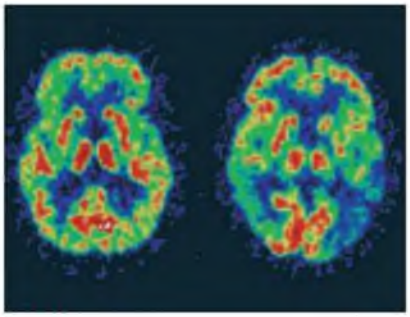


FIGURA 9.4 Los escáneres PET del cerebro muestran un cerebro normal a la izquierda y un cerebro afectado por la enfermedad de Alzheimer a la derecha.

P Cuando los positrones chocan con electrones, ¿qué tipo de radiación, capaz de producir una imagen de un órgano, se genera?

Un isótopo emisor de positrones como el flúor-18 sirve para estudiar la función cerebral, el metabolismo y el flujo sanguíneo, cuando se combina en el cuerpo con sustancias como la glucosa.

$$^{18}_{9}F \longrightarrow {}^{18}_{8}O + {}^{0}_{+1}e$$

Los positrones emitidos se combinan con electrones para producir rayos gamma que son detectados por un sistema computarizado que crea una imagen tridimensional del órgano (fig. 9.4).

EJERCICIO RESUELTO 9.9

Aplicaciones médicas de la radiactividad

Al estudiar su función tiroidea, un paciente recibe una dosis oral de yoduro sódico que contiene 10 μCi de yodo-131, un emisor beta. Escribe la ecuación nuclear para la desintegración beta del yodo-131.

SOLUCIÓN

Podemos escribir la ecuación nuclear incompleta empezando por el yodo-131, que tiene un número atómico de 53.

$$^{131}_{53}I \longrightarrow ? + {}^{0}_{-1}e$$

En la desintegración beta, el número másico (131) no cambia, pero el número atómico del nuevo núcleo aumenta en una unidad. El número atómico nuevo es 54, que corresponde al xenón (Xe).

$$^{131}_{53}I \longrightarrow {}^{131}_{54}Xe + {}^{0}_{-1}e$$

¡AHORA TÚ!

En un tratamiento experimental, se le suministra a un paciente boro-10, que es absorbido por los tumores malignos. Cuando el boro-10 es bombardeado con neutrones, se desintegra emitiendo una partícula alfa que destruye las células tumorales a su alrededor. Escribe la ecuación nuclear para este proceso experimental.

Química y salud

Dosis de radiación en procedimientos diagnósticos y terapéuticos

Los niveles de exposición a la radiación son diferentes cuando se realizan pruebas diagnósticas o cuando un paciente se somete a un procedimiento terapéutico en medicina nuclear. En una prueba de diagnóstico, el radiólogo minimiza los riesgos de radiación empleando la menor cantidad posible del radioisótopo necesario para evaluar las condiciones de un órgano o tejido. Las dosis empleadas en la terapia radiactiva son muy superiores a las de las pruebas diagnósticas. Por ejemplo, una dosis terapéutica debe ser suficiente para destruir las células de un tumor maligno. Aunque se produzca algún daño de los tejidos alrededor del tumor, la células sanas son más resistentes a la radiación y pueden autorepararse con facilidad (tabla 9.11).

TABLA 9.11 Dosis de radiación empleada en procedimientos diagnósticos y terapéuticos

Órgano/condición	Dosis (rem)
Diagnóstico	
Hígado	0,3
Tiroides	50,0
Pulmones	2,0
Terapia	
Linfoma	4500
Cáncer de piel	5000-6000
Cáncer de pulmón	6000
Cáncer cerebral	6000-7000

Química y salud

Otras técnicas de imagen

TOMOGRAFÍA COMPUTARIZADA

La tomografía computarizada (TC) es otra técnica de imagen utilizada en la detección de cambios corporales. Un ordenador monitoriza el grado de absorción de 30 000 haces de rayos X dirigidos a diferentes zonas del cerebro. Las diferencias de absorción, en función de la densidad de los tejidos y los fluidos en el cerebro, permiten obtener una serie de imágenes del cerebro. Esta técnica es muy útil en la detección de hemorragias cerebrales, tumores y atrofia (fig. 9.5).

IMAGEN DE RESONANCIA MAGNÉTICA

La imagen de resonancia magnética (RM) es una técnica de imagen extraordinariamente versátil que no implica radiación de rayos X. Es el método de imagen menos invasivo de los que se dispone en la actualidad. La RM se basa en la absorción de energía de los protones de los átomos de hidrógeno, cuando son excitados en un fuerte campo magnético. Los átomos de hidrógeno constituyen alrededor del 63% de los átomos de nuestro organismo. En el núcleo, el espín de un protón actúa como un pequeño imán. En ausencia de campo magnético, los espines de los distintos protones tienen orientaciones aleatorias. Sin embargo, cuando se introducen en el interior de un gran imán, los espines de los protones se alinean con el campo magnético. Un imán alineado con el campo magnético tiene menor energía que uno que se encuentre no alineado con el mismo. A medida que el escáner de RM progresa, se aplica energía con distintos pulsos de radiofrecuencia. Cuando el núcleo absorbe determinada energía, su protón «invierte» su espín y se alinea en contra del campo magnético. Dado que los átomos de hidrógeno en el cuerpo tienen distintos entornos químicos, estos absorben frecuencias de diferente energía. Las energías absorbidas se calculan y se convierten en una imagen en color del cuerpo. La RM es especialmente útil para obtener imágenes de tejidos blandos, que contienen una gran cantidad de agua.

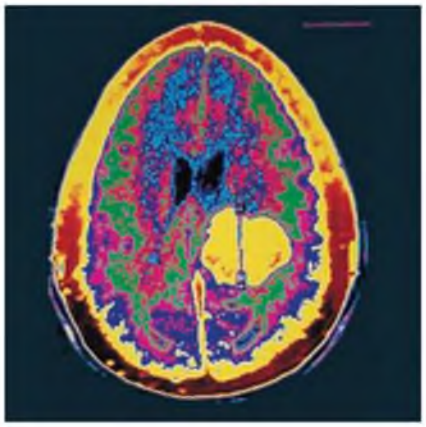


FIGURA 9.5 Un escáner de TC muestra un tumor cerebral (área amarilla) en el centro del hemisferio derecho del cerebro.

P ¿Qué tipo de radiación se emplea para obtener un escáner de TC?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Aplicaciones médicas de la radiactividad

9.33 Las estructuras óseas contienen calcio y fósforo.

a. ¿Por qué se emplean los radioisótopos calcio-47 y fósforo-32 en la diagnosis y el tratamiento de las enfermedades óseas?

b. El radioisótopo estroncio-89, un emisor beta, se emplea en el tratamiento del cáncer de huesos. Escribe la ecuación nuclear y explica por qué un radioisótopo de estroncio se emplea para tratar el cáncer de huesos.

9.34 **a.** El tecnecio-99m solamente emite radiación gamma. ¿Por qué se emplea este tipo de radiación en las técnicas de diagnóstico por imagen y no otros isótopos que también emitan radiación alfa o beta?

b. Un paciente con policitemia vera (producción excesiva de eritrocitos) es tratado con fósforo-32 radiactivo. ¿Por qué este tratamiento disminuye la producción de eritrocitos en la médula ósea del paciente?

9.35 En un test diagnóstico de leucemia, un paciente recibe 4,0 ml de una disolución que contiene selenio-75. Si la actividad del selenio-75 es 45 μCi/ml, ¿cuál es la dosis recibida por el paciente?

9.36 Un vial contiene yodo-131 radiactivo con una actividad de 2,0 mCi por mililitro. Si un test de tiroides requiere 3,0 mCi en un «cóctel atómico», ¿cuántos mililitros habrá que utilizar para preparar la disolución de yodo-131?

EL OBJETIVO ES...

describir los procesos de fisión y fusión nuclear.

9.6 FISIÓN Y FUSIÓN NUCLEAR

En los años 30, se descubrió que bombardeando átomos de uranio-235 con neutrones el núcleo de U-235 se dividía en dos núcleos de tamaño medio produciendo una gran cantidad de energía. Este fue el descubrimiento de lo que hoy en día se conoce como **fisión nuclear**. La energía obtenida al dividir el átomo se denominó energía atómica. Cuando el uranio-235 absorbe un neutrón, se divide en dos núcleos más pequeños, varios neutrones y una gran cantidad de energía. Una ecuación típica de fisión es:

$$^{1}_{0}n + ^{235}_{92}U \longrightarrow ^{91}_{38}Kr + ^{142}_{56}Ba + 3^{1}_{0}n + \text{Energía}$$

Si los productos obtenidos se pudieran pesar con cierta precisión, se comprobaría que la masa obtenida es ligeramente inferior a la masa de los materiales de partida. La masa que se pierde en la reacción es convertida en energía, lo que es consistente con la famosa ecuación de Albert Einstein:

$$E = mc^2$$

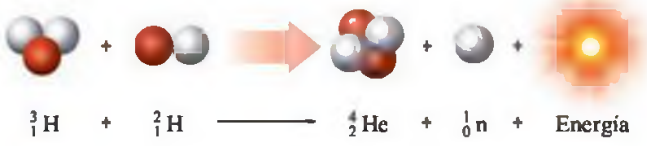
en la que E es la energía liberada, m la masa perdida y c la velocidad de la luz, 3×10^8 m/s. Aunque la pérdida de masa es muy pequeña, cuando se multiplica por la velocidad de la luz al cuadrado, el resultado obtenido proporciona una enorme cantidad de energía liberada. La fisión de 1 g de uranio-235 produce tanta energía como la combustión de tres toneladas de carbón.

Reacción en cadena

La fisión comienza con la colisión de un neutrón con el núcleo de un átomo de uranio. El núcleo resultante es inestable y se divide en dos núcleos más pequeños, pero el proceso de fisión también libera varios neutrones, una gran cantidad de radiación gamma y energía. Los neutrones emitidos tienen gran energía y bombardean más núcleos de uranio. A medida que la fisión progresa, se produce rápidamente un incremento en el número de neutrones de elevada energía capaces a su vez de dividir más átomos de uranio en un proceso que se denomina **reacción en cadena**. Para mantener una reacción nuclear en cadena es preciso disponer de una cantidad razonable de uranio-235 y tener la suficiente masa crítica para que todos los neutrones colisionen tras su generación con más núcleos de uranio-235. En esta reacción en cadena se genera tal cantidad de calor y de energía que se produce una explosión nuclear (fig. 9.6).

Fusión nuclear

En la **fusión**, dos núcleos pequeños, como pueden ser los del hidrógeno, se combinan para formar un núcleo más grande. Se produce una pérdida de masa y se libera una gran cantidad de energía, incluso más que en el proceso de fisión nuclear. Sin embargo, se requiere una gran temperatura (100 000 000 °C) para vencer la repulsión de los dos núcleos de hidrógeno y hacer que se fusionen. En el Sol y otras estrellas ocurren continuamente reacciones de fusión proporcionándonos calor y luz. La gran cantidad de energía producida por el Sol se debe a la fusión de 6×10^{11} kg de hidrógeno cada segundo. La siguiente reacción de fusión considera la combinación de dos isótopos de hidrógeno:



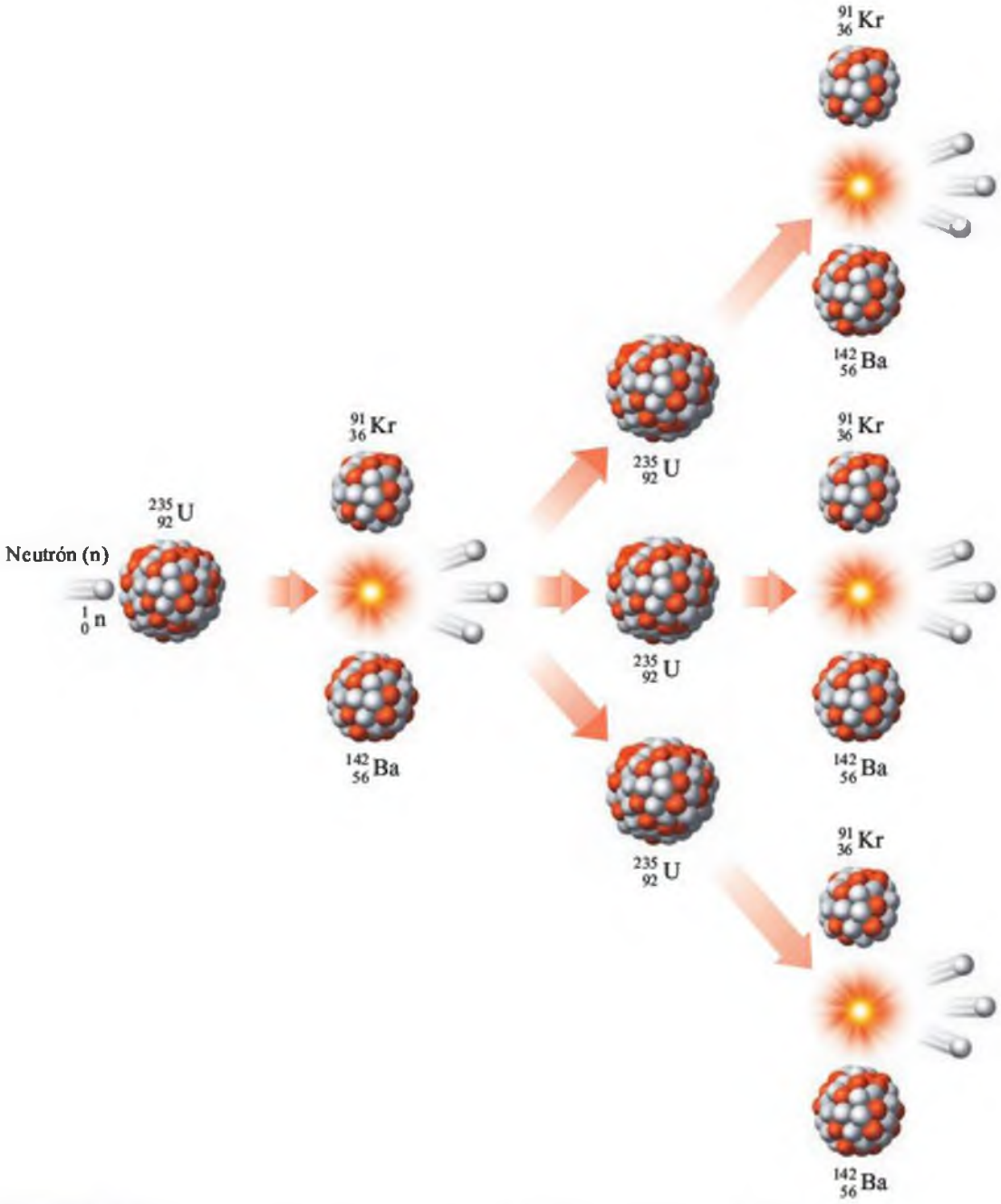


FIGURA 9.6 En una reacción nuclear en cadena, la fisión de cada átomo de ^{235}U produce tres neutrones, que a su vez causan la fisión nuclear de más y más átomos de ^{235}U.
P ¿Por qué se llama reacción en cadena a la fisión del ^{235}U?

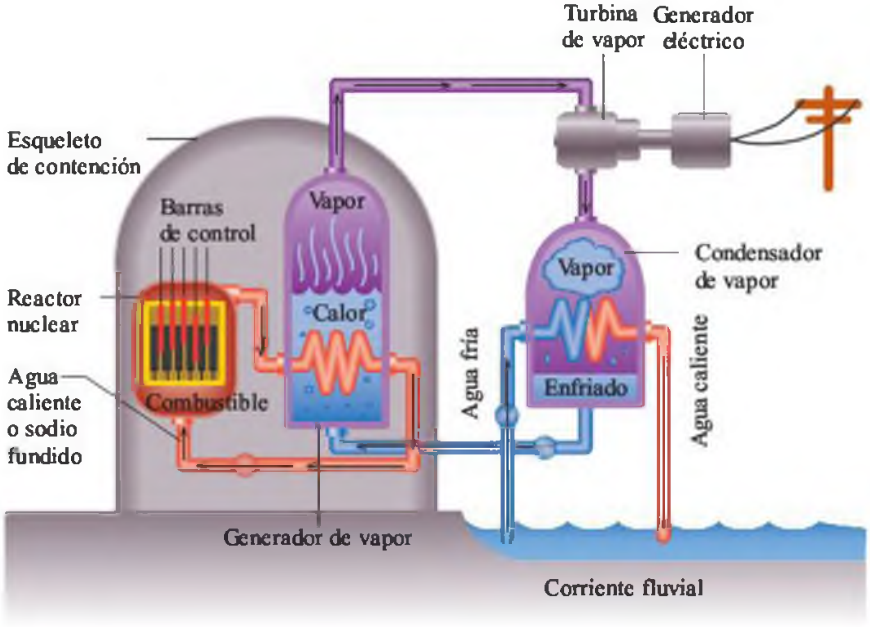
La reacción de fusión tiene un potencial tremendo como posible fuente de energía para cubrir las necesidades energéticas futuras. Los científicos esperan reducir tanto la cantidad de residuos nucleares, como los tiempos de vida media de los residuos que se generan en los reactores de fusión. Por desgracia, la fusión se encuentra todavía en una etapa experimental debido a lo difícil que resulta alcanzar las temperaturas necesarias para que se produzca, siendo todavía más complejo mantenerlas. Numerosos grupos de investigación en todo el mundo están intentando desarrollar la tecnología necesaria para hacer de la fusión nuclear una realidad en nuestras vidas.

Química verde

Centrales nucleares

En una central nuclear, la cantidad de uranio-235 se mantiene por debajo de la masa crítica, por lo que no puede tener lugar una reacción en cadena. Las reacciones de fisión se ralentizan introduciendo unas barras de control, que absorben algunos de los neutrones, que se mueven a gran velocidad entre las muestras de uranio. En estas condiciones ocurren menos reacciones de fisión y hay una producción lenta y controlada de energía. El calor de la fisión controlada se emplea para producir el vapor que alimenta un generador que produce electricidad. Aproximadamente un 10% de la energía eléctrica producida en los EE. UU. se genera en centrales nucleares.

A pesar de que las centrales nucleares sirven para cubrir algunas de nuestras necesidades energéticas, presentan algunos problemas. Uno de los problemas más serios es la producción de subproductos radiactivos con tiempos de vida media muy largos. Estos productos de desecho deben ser almacenados con seguridad, por un largo espacio de tiempo y sin contaminar el medio ambiente. A principios de los años 90, la EPA aprobó el almacenamiento de residuos radiactivos en cámaras a 650 m bajo tierra. En 1998, se construyó en el estado de Nuevo México la primera cámara piloto para el aislamiento de residuos destinada a albergar los residuos de plutonio de las factorías de armamento de los EE. UU. Aunque las autoridades afirman que este tipo de cavernas de almacenamiento son seguras, mucha gente tiene serias dudas sobre la seguridad del transporte de los residuos radiactivos en camiones por las carreteras.



EJERCICIO RESUELTO 9.10

Identificación de fisión y fusión

Clasifica las siguientes características como propias de la fisión nuclear, de la fusión nuclear o de ambas:

a. Núcleos pequeños que se combinan para formar núcleos mayores.
b. Se liberan grandes cantidades de energía.
c. Se necesitan elevadas temperaturas para que la reacción se produzca.

SOLUCIÓN

a. fusión
b. ambos procesos, fisión y fusión
c. fusión

¡AHORA TÚ!

La siguiente reacción, ¿es un ejemplo de fusión o de fisión?

$^{2}_{1}H + ^{1}_{1}H \longrightarrow ^{3}_{2}He$

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Fisión y fusión nuclear

9.37 ¿Qué es la fisión nuclear?

9.38 ¿Cómo empieza una reacción en cadena en la fisión nuclear?

9.39 Completa la siguiente reacción de fisión:

$^{235}_{92}U + ^{1}_{0}n + \longrightarrow ^{131}_{50}Sn + ? + 2^{1}_{0}n$ + energía

9.40 En otra reacción de fisión, el U-235 es bombardeado con un neutrón y conduce a la formación de Sr-94, otro núcleo pequeño y tres neutrones. Escribe la ecuación de fisión nuclear completa.

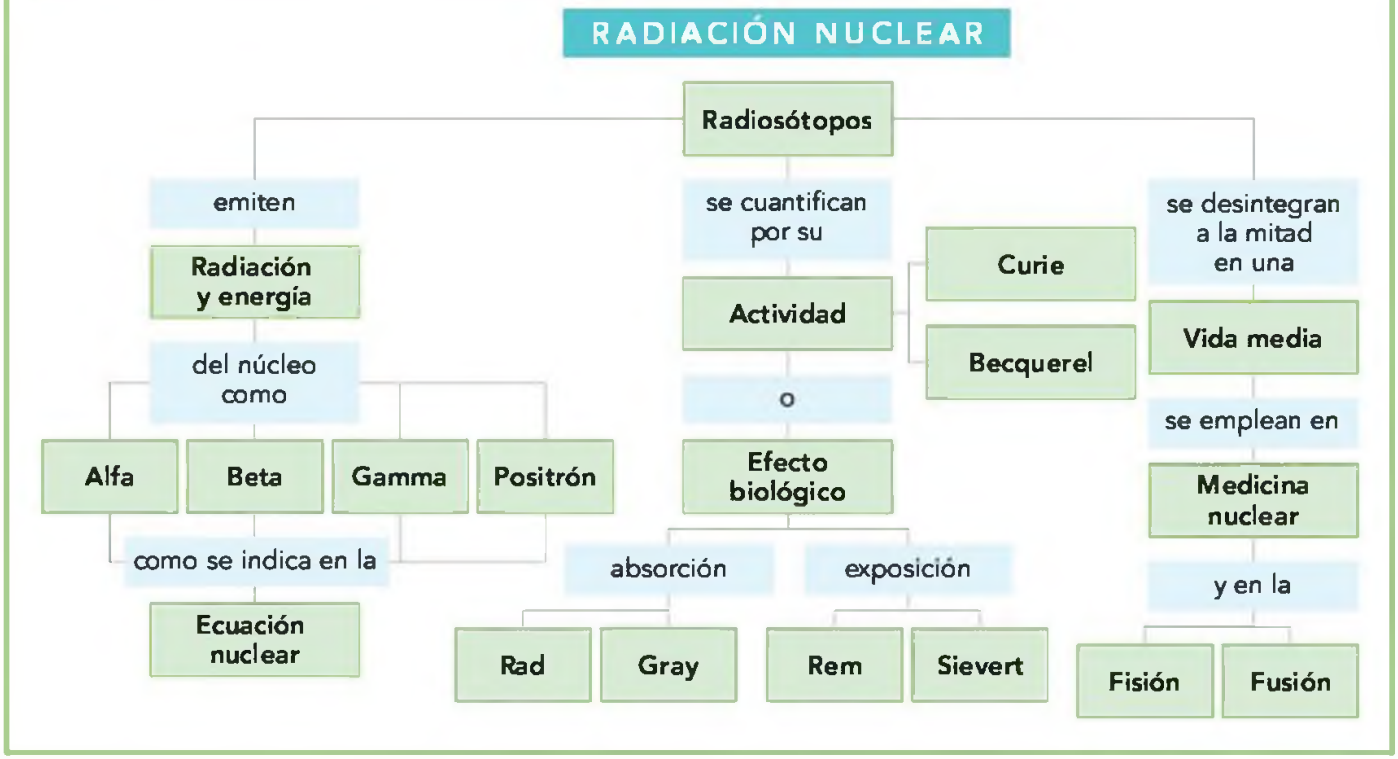
9.41 Indica si las siguientes características son propias de un proceso de fisión, de fusión o de ambos:

a. Neutrones que bombardean un núcleo.
b. El proceso nuclear que se da en el Sol.
c. Un núcleo grande se divide en dos núcleos más pequeños.
d. Un núcleo pequeño se combina con otro para formar un núcleo mayor.

9.42 Indica si las siguientes características son propias de un proceso de fisión, de fusión o de ambos:

a. Para iniciar la reacción se necesitan temperaturas muy elevadas.
b. Se producen pocos residuos radiactivos.
c. Los núcleos de hidrógeno son los reactivos.
d. Se liberan grandes cantidades de energía al producirse la reacción nuclear.

MAPA CONCEPTUAL



¡DE UN VISTAZO!

9.1 Radiactividad natural

El objetivo es... ser capaz de describir las partículas alfa y beta, el positrón y la radiación gamma.

Los isótopos radiactivos son núcleos inestables que se rompen (desintegran) espontáneamente, emitiendo radiación alfa *(α)*, beta *(β)*, de positrones *(β^+)* o gamma *(γ)*. La radiación puede causar serios daños en nuestro organismo y por ello es necesario emplear una protección apropiada: pantallas protectoras, limitar el tiempo de exposición a la radiación y mantener una distancia adecuada.

9.2 Reacciones nucleares

El objetivo es... expresar la desintegración radiactiva en una ecuación que sea función de los números másico y atómico.

Para representar los cambios que se producen en el núcleo de los reactivos y de los productos se emplea una ecuación química ajustada. Los isótopos nuevos y el tipo de radiación emitida se pueden determinar a partir de los correspondientes símbolos químicos que muestran los números másicos y atómicos de los isótopos en la reacción nuclear. Se pueden obtener radioisótopos artificialmente a partir de un isótopo no radiactivo que sea bombardeado por una pequeña partícula. Muchos de los isótopos radiactivos empleados en medicina nuclear se sintetizan por este procedimiento.

9.3 Medida de la radiación

El objetivo es... describir la detección y medida de la radiación.

En un contador Geiger, la radiación ioniza el gas contenido en un tubo metálico que produce una corriente eléctrica. El curie (Ci) mide el número de transformaciones radiactivas de una muestra; la actividad radiactiva se mide también en unidades becquerel (Bq); la cantidad de radiación absorbida por una sustancia se mide en rad o en gray (Gy); el rem y el sievert (Sv) son unidades empleadas para determinar el daño biológico producido por los diferentes tipos de radiación.

9.4 Vida media de un radioisótopo

El objetivo es... conociendo la vida media de un radioisótopo, calcular la cantidad de radioisótopo remanente tras una o más vidas medias.

Cada radioisótopo tiene una determinada velocidad de emisión de radiación. El tiempo en el que una muestra radiactiva descompone (o se desintegra) a la mitad se denomina vida media. Muchos radioisótopos utilizados en medicina, como el Tc-99m y el I-131, tienen vidas medias cortas. Por la radiación que emiten estos isótopos radiactivos, se puede hacer una valoración acerca de la localización y extensión de una herida, una enfermedad, un tumor o el nivel de funcionamiento de un órgano determinado. Para el tratamiento o la destrucción de tumores se emplean grandes dosis de radiación.

9.5 Aplicaciones médicas de la radiactividad

El objetivo es... describir el uso de radioisótopos en medicina.

En la medicina nuclear, los radioisótopos están preparados para dirigirse a una parte determinada del cuerpo. Al detectar la radiación que estos emiten, se puede evaluar la localización, extensión de una lesión, una enfermedad, un tumor o el nivel de funcionamiento de un órgano en concreto. En niveles más altos, la radiación se emplea también para tratar o destruir tumores.

9.6 Fisión y fusión nuclear

El objetivo es... describir los procesos de fisión y fusión nuclear.

En la fisión, un núcleo grande se rompe en pequeños fragmentos liberando además uno o varios tipos de radiación y una gran cantidad de energía. En la fusión, un núcleo pequeño se combina con otro para formar núcleos mayores, a la vez que se liberan grandes cantidades de energía.

TÉRMINOS CLAVE

Apantallamiento Protección frente a la radiación que ofrecen determinados materiales.

Becquerel (Bq) Unidad que mide la actividad radiactiva de una muestra, que es igual a una desintegración por segundo.

Curie (Ci) Unidad de radiación equivalente a $3{,}7 \times 10^{10}$ desintegraciones por segundo.

Curva de desintegración Diagrama para la desintegración de un elemento radiactivo.

Datación por radiocarbono Técnica empleada para determinar la edad de restos antiguos que contienen carbono. La edad se determina midiendo la cantidad de carbono-14 presente en la muestra.

Desintegración radiactiva Proceso por el cual un núcleo inestable se descompone a la vez que libera radiación de gran energía.

Dosis equivalente Medida del daño biológico de una dosis absorbida, que es ajustada en función del tipo de radiación.

Escáner Imagen de una parte del cuerpo que se crea por detección de la radiación que emiten los isótopos radiactivos localizados en esa parte del cuerpo.

Fisión Proceso mediante el cual núcleos grandes se dividen en núcleos más pequeños a la vez que se liberan grandes cantidades de energía.

Fusión Reacción en la que se liberan grandes cantidades de energía cuando núcleos pequeños se combinan para formas núcleos mayores.

Gray (Gy) Unidad de dosis absorbida equivalente a 100 rads.

Partícula alfa Partícula nuclear idéntica al núcleo de helio y que tiene el símbolo α o $^{4}_{2}He$.

Partícula beta Partícula idéntica a un electrón con el símbolo β o $^{0}_{-1}e$. Se forma en el núcleo cuando un neutrón se convierte en un protón y un electrón.

Positrón Partícula que no tiene masa y tiene una carga positiva. Se produce cuando un protón se convierte en un neutrón y un positrón.

Rad (radiación absorbida por unidad de masa) Medida de la cantidad de radiación absorbida por el cuerpo.

Radiación Energía o partículas liberadas por átomos radiactivos.

Rayos gamma Radiación de alta energía que emite un núcleo inestable y que se representa por el símbolo $^{4}_{2}\gamma$.

Reacción en cadena Una reacción de fisión nuclear continúa una vez que se ha iniciado, ya que los neutrones de elevada energía generados en la misma bombardean nuevos núcleos pesados como el de U-235.

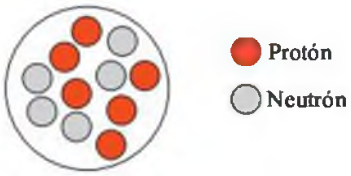
Rem (dosis absorbida equivalente a cada tipo de radiación) Medida del daño biológico causado por diferentes tipos de radiación (rad × factor de radiación biológica).

Sievert (Sv) Unidad de daño biológico (dosis equivalente) igual a 100 rems.

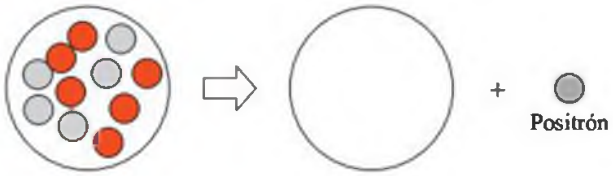
Vida media Tiempo que tarda en descomponerse la mitad de una muestra radiactiva.

COMPRENDER LOS CONCEPTOS

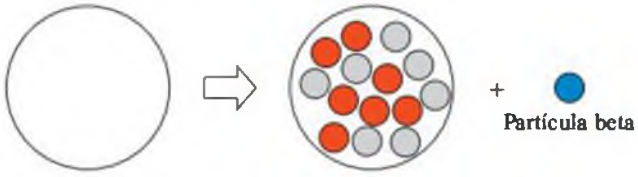
9.43 Considera el siguiente núcleo de un isótopo radiactivo:



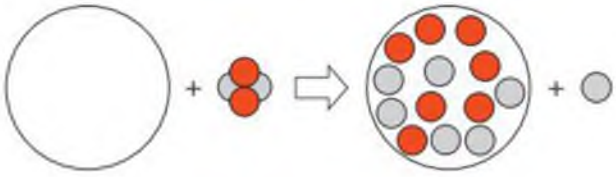
a. ¿Cuál es el símbolo nuclear de este isótopo?
b. Si el isótopo se desintegra emitiendo un positrón, ¿cómo dibujarías el núcleo resultante?



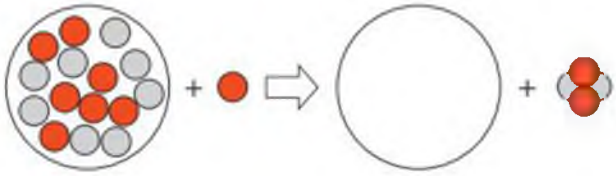
9.44 Dibuja el núcleo radiactivo que emite una partícula beta para formar el núcleo que se muestra en el siguiente esquema:



9.45 Dibuja el núcleo del átomo necesario para completar la siguiente ecuación nuclear:

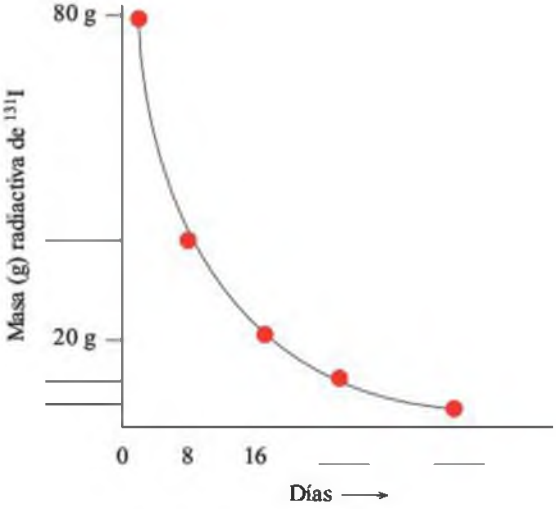


9.46 Completa la siguiente ecuación dibujando el núcleo del átomo formado:



9.47 La datación por radiocarbono de pequeños trozos de carbón vegetal empleados para pintar las paredes de una cueva, demuestra que las pinturas tienen entre 10 000 y 30 000 años de antigüedad. En una muestra de carbono de 1 μg procedente de un árbol vivo, la actividad del carbono-14 es de 6,4 μCi. Si los investigadores determinan que 1 mg de carbón vegetal de las pinturas prehistóricas encontradas en una cueva en Francia tiene una actividad de 0,80 μCi, ¿qué antigüedad tienen las pinturas?

9.48 Empleando la curva de desintegración del $^{131}_{53}I$, determina lo siguiente:



a. Los valores de masa radiactiva de $^{131}_{53}I$ que no están indicados en la escala vertical.
b. El número de días en el eje horizontal.
c. La vida media en días del $^{131}_{53}I$.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS ADICIONALES

9.49 Indica el número de protones y el número de neutrones de los siguientes núcleos:
a. sodio-25
b. níquel-61
c. rubidio-84
d. plata-110

9.50 Indica el número de protones y el número de neutrones de los siguientes núcleos:
a. boro-10
b. zinc-72
c. hierro-59
d. oro-198

9.51 Describe la radiación alfa, beta y gamma en función de lo siguiente:
a. tipo de radiación
b. símbolos

9.52 Describe la radiación alfa, beta y gamma en función de lo siguiente:
a. profundidad de la penetración en los tejidos
b. tipo de protección requerida para evitar la radiación

9.53 Identifica cada una de las siguientes reacciones como desintegración alfa, desintegración beta, emisión de positrones o radiación gamma:
a. $^{27m}_{13}Al \longrightarrow {}^{27}_{13}Al + {}^{0}_{0}\gamma$
b. $^{8}_{5}B \longrightarrow {}^{8}_{4}Be + {}^{0}_{+1}e$
c. $^{226}_{88}Rn \longrightarrow {}^{218}_{84}Po + {}^{4}_{2}He$

9.54 Identifica cada una de las siguientes reacciones como desintegración alfa, desintegración beta, emisión de positrones o radiación gamma:
a. $^{127}_{55}Cs \longrightarrow {}^{127}_{54}Xe + {}^{0}_{+1}e$
b. $^{90}_{38}Sr \longrightarrow {}^{90}_{39}Y + {}^{0}_{-1}e$
c. $^{218}_{85}At \longrightarrow {}^{214}_{83}Bi + {}^{4}_{2}He$

9.55 Escribe la ecuación nuclear ajustada en los siguientes casos:
a. Th-225 (desintegración α)
b. Bi-210 (desintegración α)
c. Cs-137 (desintegración β)
d. Sn-126 (desintegración β)
e. N-13 (emisión β^+)

9.56 Escribe la ecuación nuclear ajustada en los siguientes casos:
a. potasio-40 (desintegración β)
b. azufre-35 (desintegración β)
c. platino-190 (desintegración α)
d. Ra-210 (desintegración α)
e. In-113m (emisión γ)

9.57 Completa las siguientes ecuaciones nucleares:
a. $^{14}_{7}N + {}^{4}_{2}He \longrightarrow ? + {}^{1}_{1}H$
b. $^{27}_{13}Al + {}^{4}_{2}He \longrightarrow {}^{30}_{14}Si + ?$
c. $^{235}_{92}U + {}^{1}_{0}n \longrightarrow {}^{90}_{38}Sr + 3{}^{1}_{0}n + ?$

9.58 Completa las siguientes ecuaciones nucleares:
a. $^{59}_{27}Co + ? \longrightarrow {}^{56}_{25}Mn + {}^{4}_{2}He$
b. $? \longrightarrow {}^{14}_{7}N + {}^{0}_{-1}e$
c. $^{76}_{36}Kr + {}^{0}_{-1}e \longrightarrow ?$

9.59 Escribe los símbolos y la ecuación nuclear ajustada para los siguiente casos:
a. Cuando dos átomos de oxígeno-16 colisionan y uno de los productos es una partícula alfa.
b. Cuando el californio-249 es bombardeado con oxígeno-18, se produce un nuevo isótopo y cuatro neutrones.
c. Cuando un átomo de radón-222 sufre una desintegración alfa.
d. Cuando el producto del apartado c) sufre una desintegración alfa.

9.60 Escribe los símbolos y la ecuación nuclear ajustada para los siguiente casos:
a. El polonio-210 se desintegra formando plomo-206.
b. El bismuto-211 se desintegra emitiendo una partícula alfa.
c. El producto del apartado b) emite una partícula beta.
d. Cuando el aluminio-27 es bombardeado con una partícula alfa. Uno de los productos es silicio-30.

9.61 Escribe la ecuación nuclear ajustada para la desintegración por emisión de positrones de los siguientes núcleos:
a. $^{26}_{14}Si$ **b.** $^{54}_{27}Co$
c. $^{77}_{37}Rb$ **d.** $^{93}_{45}Rh$

9.62 Escribe la ecuación nuclear ajustada para la desintegración por emisión de positrones de los siguientes núcleos:
a. $^{8}_{5}B$ **b.** $^{13}_{7}N$
c. $^{40}_{19}K$ **d.** $^{118}_{54}Xe$

9.63 Si la cantidad de fósforo-32 radiactivo en una muestra disminuye de 1,2 g a 0,30 g en 28 días, ¿cuál es la vida media del fósforo-32?

9.64 Si la cantidad de yodo-123 radiactivo en una muestra disminuye de 0,4 g a 0,1 g en 26,2 horas, ¿cuál es la vida media del yodo-123?

9.65 El yodo-131, un emisor beta, tiene una vida media de 8,0 días.
a. Escribe la ecuación nuclear para la desintegración beta del yodo-131.
b. ¿Cuántos gramos de una muestra de 12,0 g de yodo-131 quedarán después de 40 días?
c. ¿Cuántos días habrán pasado si de una muestra de 48 g de yodo-131 ya solo quedan 3,0 g?

9.66 El cesio-137, un emisor beta, tiene una vida media de 30 años.
a. Escribe la ecuación nuclear para la desintegración beta del cesio-137.
b. ¿Cuántos gramos de una muestra de 16,0 g de cesio-137 quedarán después de 90 días?
c. ¿Cuántos años se necesitan para que de una muestra de 28 g de cesio-137 solo queden 3,5 g?

9.67 Una enfermera resulta expuesta accidentalmente al potasio-42 mientras realiza unos escáneres cerebrales para detectar posibles tumores. La contaminación no se detecta hasta 36 horas después, cuando la actividad del potasio-42 de la muestra es de 2,0 μCi. Si el potasio-42 tiene una vida media de 12 horas, ¿cuál era la actividad de la muestra cuando la enfermera resultó expuesta?

9.68 Un objeto de madera recogido en el lugar donde existió un antiguo templo tiene una actividad de carbono-14 de 10 desintegraciones por minuto. Si se compara esta actividad con la de un trozo de madera recién cortado, de 40 desintegraciones por minuto y si se tiene en cuenta que la vida media del carbono-14 es de 5730 años, ¿cuántos años tiene el objeto de madera?

9.69 Una muestra de 120 mg de tecnecio-99m se usa para un test diagnóstico. Si el tecnecio-99m tiene una vida media de 6,0 horas, ¿cuánta muestra de tecnecio-99m quedará a las 24 horas de haber sido realizado el test?

9.70 La vida media del oxígeno-15 es de 124 segundos. Si una muestra de oxígeno-15 tiene una actividad de 4000 becquereles, ¿cuántos minutos pasarán antes de que alcance una actividad de 500 becquereles?

9.71 ¿Cuál es el propósito de irradiar carnes, frutas y verduras?

9.72 La irradiación de alimentos fue aprobada en los EE. UU. en 1980.
a. ¿Por qué ni siquiera en los mercados de los EE. UU. se comercializan muchos alimentos irradiados?
b. ¿Comprarías alimentos irradiados? Justifica tu respuesta.

9.73 ¿Cuál es la diferencia entre fisión y fusión?

9.74 **a.** ¿Cuáles son los productos en la fisión del uranio-235 que hacen que sea posible una reacción nuclear en cadena?
b. ¿Cuál es el propósito de introducir barras de control entre las muestras de uranio de los reactores nucleares?

9.75 ¿Dónde se produce una reacción de fusión de manera natural?

9.76 ¿Por qué los científicos siguen intentando construir reactores de fusión nuclear, a pesar de que las temperaturas necesarias para que se produzca la misma (y que hay que mantener) sean tan difíciles de alcanzar?

¡ACEPTA EL RETO!

9.77 El uranio-238 se desintegra en una serie de procesos nucleares hasta que se produce ^{206}Pb. Completa las siguientes ecuaciones nucleares que son parte de la serie de desintegraciones del ^{238}U:
a. $^{238}_{92}U \longrightarrow {}^{234}_{90}Th + ?$
b. $^{234}_{90}Th \longrightarrow ? + {}^{0}_{-1}e$
c. $? \longrightarrow {}^{222}_{86}Rn + {}^{4}_{2}He$

9.78 El hombre de hielo conocido como «Ötzi», la momia humana natural más antigua, fue encontrado en las montañas que separan Austria e Italia. Las muestras de cabello y hueso de esta momia tenían una actividad de carbono-14 que era alrededor de un 50% de la que se puede detectar en el cabello o hueso de un ser vivo. El carbono-14 es un emisor beta.
a. ¿Hace cuantos años vivió Ötzi, si la vida media del C-14 es de 5730 años?
b. Escribe la ecuación nuclear para la desintegración del ^{14}C.

9.79 Completa y ajusta las siguientes ecuaciones nucleares:
a. $^{23m}_{12}Mg \longrightarrow ? + {}^{0}_{0}\gamma$
b. $^{61}_{30}Zn \longrightarrow {}^{61}_{29}Cu + ?$
c. Cf-249 + C-12 $\longrightarrow$? + 4 neutrones

9.80 Completa y ajusta las siguientes ecuaciones nucleares:
a. Bi-209 + Cr-54 $\longrightarrow$? + 1 neutrón
b. Np-237 que sufre una desintegración alfa.
c. $^{241}_{95}Am + {}^{4}_{2}He \longrightarrow ? + 2\ {}^{0}_{1}n$

9.81 La vida media para la desintegración radiactiva del calcio-47 es de 4,5 días. Si una muestra tiene una actividad de 4,0 μCi después de 18 días, ¿cuál era la actividad inicial de la muestra?

9.82 Una muestra de 16 μg de sodio-24 se desintegra a 2,0 μg en 45 h. ¿Cuál es la vida media del sodio-24?

RESPUESTAS

Respuestas de *¡Ahora tú!*

9.1 β o $^{0}_{-1}e$

9.2 La exposición a la radiación se puede reducir limitando el tiempo que se está próximo a la fuente de radiación y manteniéndose a la mayor distancia posible de dicha fuente.

9.3 $^{214}_{84}Po \longrightarrow {}^{210}_{82}Pb + {}^{4}_{2}He$

9.4 $^{131}_{53}I \longrightarrow {}^{131}_{54}Xe + {}^{0}_{-1}e$

9.5 $^{27}_{13}Al + {}^{4}_{2}He \longrightarrow {}^{30}_{15}P + {}^{1}_{0}n$

9.6 Para β, el factor es 1; rads y rems son equivalentes.

9.7 0,50 g

9.8 17 200 años

9.9 $^{10}_{5}B + {}^{1}_{0}n \longrightarrow {}^{7}_{3}Li + {}^{4}_{2}He$

9.10 fusión

Respuestas de los *Ejercicios y problemas* seleccionados

9.1 **a.** Tanto la partícula alfa como el núcleo de helio tienen 2 protones y 2 neutrones.
b. α, $^{4}_{2}He$
c. Una partícula alfa es emitida por un núcleo inestable durante su desintegración radiactiva.

9.3 **a.** $^{39}_{19}K$, $^{40}_{19}K$, $^{41}_{19}K$
b. Todos tienen 19 protones y 19 electrones, pero se diferencian en el número de neutrones.

9.5

Uso médico	Símbolo atómico	Número másico	N.° de protones	N.° de neutrones
Imagen cardiaca	$^{201}_{81}Tl$	201	81	120
Terapia radiactiva	$^{60}_{27}Co$	60	27	33
Escáner abdominal	$^{67}_{31}Ga$	67	31	36
Hipertiroidismo	$^{131}_{53}I$	131	53	78
Tratamiento de la leucemia	$^{32}_{15}P$	32	15	17

9.7 **a.** α, $^{4}_{2}He$ **b.** $^{1}_{0}n$ **c.** β, $^{0}_{-1}e$
d. $^{13}_{7}N$ **e.** $^{125}_{53}I$

9.9 **a.** β, $^{0}_{-1}e$ **b.** α, $^{4}_{2}He$ **c.** $^{1}_{0}n$
d. $^{24}_{11}Na$ **e.** $^{14}_{6}C$

9.11 **a.** Las partículas β tienen menos masa y se mueven más rápidamente que las partículas α y por ello penetran más en el tejido.
b. La radiación ionizante produce iones que causan reacciones no deseadas en las células.
c. El técnico de radiación abandona la habitación para aumentar la distancia a la que se encuentra de la fuente de radiación. También le ayuda a aislarse de esta radiación una pared que contenga plomo.
d. Unos guantes protegen a la piel de la radiación α y β.

9.13 **a.** $^{208}_{84}Po \longrightarrow {}^{204}_{82}Pb + {}^{4}_{2}He$
b. $^{232}_{90}Th \longrightarrow {}^{228}_{88}Ra + {}^{4}_{2}He$
c. $^{251}_{102}No \longrightarrow {}^{247}_{100}Fm + {}^{4}_{2}He$
d. $^{220}_{86}Rn \longrightarrow {}^{216}_{84}Po + {}^{4}_{2}He$

9.15 **a.** $^{25}_{11}Na \longrightarrow {}^{25}_{12}Mg + {}^{0}_{-1}e$
b. $^{20}_{8}O \longrightarrow {}^{20}_{9}F + {}^{0}_{-1}e$
c. $^{92}_{38}Sr \longrightarrow {}^{92}_{39}Y + {}^{0}_{-1}e$
d. $^{42}_{19}K \longrightarrow {}^{42}_{20}Ca + {}^{0}_{-1}e$

9.17 **a.** $^{26}_{14}Si$, desintegración β
b. $^{0}_{+1}e$, emisión de positrones
c. $^{0}_{-1}e$, desintegración β
d. $^{4}_{2}He$, desintegración alfa

9.19 **a.** $^{10}_{4}Be$ **b.** $^{0}_{-1}e$ **c.** $^{27}_{13}Al$ **d.** $^{30}_{15}P$

9.21 **a.** Cuando la radiación entra en el contador Geiger, las partículas cargadas generan un flujo de corriente que es detectada por el instrumento.
b. becquerel (Bq), curie (Ci)
c. gray (Gy), rad
d. 1000 Gy

9.23 294 μCi

9.25 Cuando los pilotos vuelan a elevadas altitudes, hay menos atmósfera para protegerles de los rayos cósmicos.

9.27 La vida media es el tiempo que tarda en desintegrarse a la mitad una muestra radiactiva.

9.29 **a.** 40,0 mg **b.** 20,0 mg **c.** 10,0 mg **d.** 5,00 mg

9.31 128 días, 192 días

9.33 **a.** Dado que los elementos Ca y P forman parte de los huesos, sus isótopos radiactivos también se incorporan fácilmente a la estructuras ósea del cuerpo donde la radiación puede ser empleada para diagnosticar o tratar enfermedades óseas.
b. $^{89}_{38}Sr \longrightarrow {}^{89}_{39}Y + {}^{0}_{-1}e$
El estroncio (Sr) se comporta como el calcio (Ca), ya que ambos son elementos del grupo 2A (2). El cuerpo acumula estroncio radiactivo en los huesos de la misma forma que incorpora calcio. Una vez que el isótopo estroncio es absorbido por los huesos, la radiación beta destruye las células cancerosas.

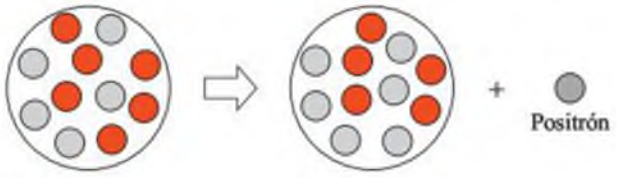
9.35 180 μCi

9.37 La fisión nuclear consiste en la desintegración de un átomo grande en fragmentos más pequeños con liberación de una gran cantidad de energía.

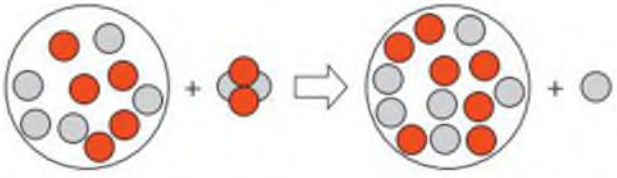
9.39 $^{103}_{42}Mo$

9.41 **a.** fisión **b.** fusión
c. fisión **d.** fusión

9.43 **a.** $^{11}_{6}C$



9.45



9.47 17 200 años de antigüedad

9.49 **a.** 11 protones y 14 neutrones
b. 28 protones y 33 neutrones
c. 37 protones y 47 neutrones
d. 47 protones y 63 neutrones

9.51 **a.** En una desintegración alfa, un núcleo de helio es emitido por un radioisótopo. En una desintegración beta, un neutrón de un núcleo inestable es convertido en un protón y un electrón. En la emisión gamma, el núcleo de un radioisótopo emite radiación de elevada energía.
b. radiación alfa: α o $^{4}_{2}He$; radiación beta: β o $^{0}_{-1}e$; radiación gamma: γ o $^{0}_{0}\gamma$.

9.53 **a.** radiación gamma
b. emisión de positrones
c. desintegración alfa

9.55 **a.** $^{225}_{90}Th \longrightarrow {}^{221}_{88}Ra + {}^{4}_{2}He$
b. $^{210}_{83}Bi \longrightarrow {}^{206}_{81}Tl + {}^{4}_{2}He$
c. $^{137}_{55}Cs \longrightarrow {}^{137}_{56}Ba + {}^{0}_{-1}e$
d. $^{126}_{50}Sn \longrightarrow {}^{126}_{51}Sb + {}^{0}_{-1}e$
e. $^{13}_{7}N \longrightarrow {}^{13}_{6}C + {}^{0}_{+1}e$

9.57 **a.** $^{17}_{8}O$
b. $^{1}_{1}H$
c. $^{145}_{54}Xe$

9.59 **a.** $^{16}_{8}O + {}^{16}_{8}O \longrightarrow {}^{4}_{2}He + {}^{28}_{14}Si$
b. $^{249}_{98}Cf + {}^{18}_{8}O \longrightarrow {}^{263}_{106}Sg + 4{}^{1}_{0}n$
c. $^{222}_{86}Rn \longrightarrow {}^{218}_{84}Po + {}^{4}_{2}He$
d. $^{218}_{84}Po \longrightarrow {}^{214}_{82}Pb + {}^{4}_{2}He$

9.61 **a.** $^{26}_{14}Si \longrightarrow {}^{26}_{13}Al + {}^{0}_{+1}e$
b. $^{54}_{27}Co \longrightarrow {}^{54}_{26}Fe + {}^{0}_{+1}e$
c. $^{77}_{37}Rb \longrightarrow {}^{77}_{36}Kr + {}^{0}_{+1}e$
d. $^{93}_{45}Rh \longrightarrow {}^{93}_{44}Ru + {}^{0}_{+1}e$

9.63 14 días

9.65 **a.** $^{131}_{53}I \longrightarrow {}^{0}_{-1}e + {}^{131}_{54}Xe$
b. 0,375 g
c. 32 días

9.67 16 μCi

9.69 7,5 mg

9.71 La irradiación de carnes, frutas y verduras elimina las bacterias como *E. coli*, responsables de un gran número de intoxicaciones alimentarias. Además, se ralentiza el deterioro de los alimentos y se aumenta su periodo de consumición.

9.73 En un proceso de fisión un átomo se divide en núcleos más pequeños. En la fusión se combinan núcleos pequeños (se funden) para formar núcleos de mayor tamaño.

9.75 La fusión ocurre de forma natural en el Sol y otras estrellas.

9.77 **a.** $^{238}_{92}U \longrightarrow {}^{234}_{90}Th + {}^{4}_{2}He$

b. $^{234}_{90}Th \longrightarrow {}^{234}_{91}Pa + {}^{0}_{-1}e$

c. $^{226}_{88}Ra \longrightarrow {}^{222}_{86}Rn + {}^{4}_{2}He$

9.79 **a.** $^{23}_{12}Mg$

b. $^{0}_{+1}e$

c. $^{257}_{104}Rf$

9.81 64 μCi

10 Introducción a la Química orgánica: los alcanos

EN ESTA UNIDAD...

10.1 Compuestos orgánicos

10.2 Los alcanos

10.3 Alcanos sustituidos

10.4 Propiedades de los alcanos

10.5 Grupos funcionales

Según Don Dornell, jefe del cuartel de bomberos de Burlingame, «cuando se produce un escape de un material peligroso, lo primero que hacemos es aislarlo. Después, nuestros técnicos y un químico identifican el producto del que se trata y analizan su inflamabilidad y solubilidad en agua, de modo que podamos utilizar los materiales más adecuados para su limpieza. Por ejemplo, para un escape de alcohol, que es miscible con el agua, empleamos un método distinto que cuando el escape es de gasolina, que flota en el agua. En este caso, como los hidrocarburos son volátiles, empleamos espuma, que los cubre y atrapa los vapores. Si el derrame se produjese en una refinería también emplearíamos espuma, pero además rociaríamos con agua los tanques para enfriarlos por debajo del punto de ebullición de las sustancias que contengan. Si conocemos el punto de ebullición de la sustancia, su densidad y la de su vapor, sabemos si flota o se hunde en el agua y hacia dónde irán sus vapores».

the Chemistry place

Visita **www.chemplace.com** y encontrarás cuestiones adicionales, tutoriales interactivos, información profesional, diapositivas en PowerPoint para repasar el capítulo, ayuda para resolver las operaciones matemáticas y casos prácticos.

La Química orgánica es la química de los compuestos formados fundamentalmente por carbono e hidrógeno. El carbono es un elemento con una especial relevancia en química, ya que su capacidad para unirse a otros átomos de carbono origina una enorme cantidad de moléculas distintas. La variedad de estas moléculas es tan grande que encontramos compuestos orgánicos en muchos de los productos que empleamos habitualmente, como la gasolina, los medicamentos, los champúes, las botellas de plástico o los perfumes. Los alimentos que ingerimos están formados por diferentes tipos de compuestos orgánicos que nos proporcionan tanto la energía como los átomos de carbono que necesitamos para la construcción y la reparación de las células del cuerpo.

A pesar de que hay muchos compuestos orgánicos naturales, los químicos orgánicos han sintetizado aún más. El algodón, la lana o la seda de los tejidos contienen compuestos orgánicos naturales, mientras que otros tejidos como el poliéster, el nailon o los plásticos han sido sintetizados mediante reacciones orgánicas. Algunas veces, es más sencillo incluso sintetizar una molécula en el laboratorio que aislarla de la naturaleza. Por ejemplo, la vitamina C sintetizada en el laboratorio tiene la misma estructura y propiedades que la vitamina C de las naranjas y de los limones. En los siguientes capítulos, estudiaremos la estructura y reactividad de las moléculas orgánicas, lo que nos proporcionará una base para comprender mejor el complejo mundo de la bioquímica.

10.1 COMPUESTOS ORGÁNICOS

EL OBJETIVO ES...

identificar las propiedades características de los compuestos inorgánicos y orgánicos.

Al principio del siglo XIX, los científicos clasificaban los compuestos químicos como inorgánicos y orgánicos. Los compuestos inorgánicos estaban formados por minerales, mientras que los compuestos orgánicos procedían de organismos vivos, de ahí el término «orgánico». En aquella época se pensaba que se necesitaba cierta «fuerza vital», que solo se podía encontrar en las células vivas, para generar compuestos orgánicos. Cuando en el año 1828 el químico alemán Friedrick Wöhler sintetizó la urea, una sustancia procedente del metabolismo de las proteínas, mediante la calefacción de un compuesto inorgánico, cianato de amonio, se demostró que este principio era incorrecto.

the Chemistry place

WEB TUTORIAL
Introduction to Organic Molecules

$$NH_4CNO \xrightarrow{\text{Calor}} H_2N-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-NH_2$$

Cianato de amonio (inorgánico) → Urea (orgánico)

En la actualidad, se define la Química orgánica como la rama de la química que se dedica al estudio de los compuestos del carbono. Los **compuestos orgánicos** siempre contienen carbono (C), casi siempre hidrógeno (H) y, en ocasiones, otros no metales como oxígeno (O), azufre (S), nitrógeno (N) o cloro (Cl). En todos los compuestos orgánicos cada átomo de carbono forma cuatro enlaces. Los compuestos orgánicos son por lo general moléculas no polares que experimentan fuerzas de atracción intramolecular débiles, lo que explica sus bajos puntos de fusión y de ebullición. Muchos compuestos orgánicos arden vigorosamente en el aire. Por lo general, los compuestos orgánicos no son solubles en agua. Por ejemplo, el aceite vegetal, que es una mezcla de compuestos orgánicos, no se disuelve en agua, sino que flota en su superficie.

TABLA 10.1 Algunas características de los compuestos inorgánicos y de los orgánicos

Propiedad	Orgánico	Ejemplo: C_3H_8	Inorgánico	Ejemplo: NaCl
Elementos	C, H, en ocasiones O, S, N o Cl	C, H	La mayoría de metales y de no metales	Na, Cl
Partículas	Moléculas	C_3H_8	Generalmente iones	Na^+, Cl^-
Enlace	Por lo general covalente	Covalente (cada C forma 4 enlaces)	La mayoría son iónicos, algunos son covalentes	Iónico
Polaridad de los enlaces	No polares, salvo que exista otro elemento más electronegativo que el carbono	No polar	La mayoría son iónicos o covalentes polares, solo unos pocos son covalentes no polares	Iónico
Punto de fusión	Generalmente bajo	–188 °C	Generalmente alto	801 °C
Punto de ebullición	Generalmente bajo	–42 °C	Generalmente alto	1413 °C
Inflamabilidad	Alta	Arde en el aire	Baja	No arde
Solubilidad en agua	Insolubles, salvo cuando hay grupos polares	No	La mayoría son solubles, salvo los no polares	Sí

Por el contrario, muchos compuestos inorgánicos son iónicos, por lo que sus puntos de fusión y de ebullición son altos. Los compuestos inorgánicos que son iónicos o covalentes polares son generalmente solubles en agua. La mayoría de las sustancias inorgánicas no arden en el aire. La tabla 10.1 recoge algunas de las propiedades características asociadas a los compuestos orgánicos y a los inorgánicos, como el propano, C_3H_8, y el cloruro sódico, NaCl, respectivamente (fig. 10.1)

EJERCICIO RESUELTO 10.1

Propiedades de los compuestos orgánicos

Indica si las siguientes propiedades son más características de compuestos orgánicos o inorgánicos:

a. insolubilidad en agua **b.** alto punto de fusión **c.** combustión en aire

FIGURA 10.1 El propano, de fórmula C_3H_8, es un compuesto orgánico, mientras que el cloruro sódico, NaCl, es un compuesto inorgánico.

P ¿Por qué se utiliza el propano como combustible?

SOLUCIÓN

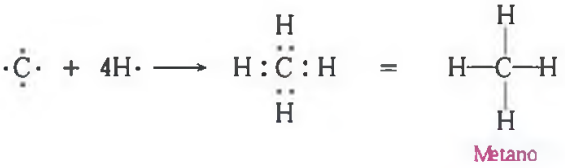
a. Muchos compuestos orgánicos son insolubles en agua.
b. Los compuestos inorgánicos suelen tener puntos de fusión más elevados.
c. Los compuestos orgánicos suelen ser inflamables.

¡AHORA TÚ!

El octano no es soluble en agua. ¿Qué tipo de compuesto es el octano?

Enlaces en los compuestos orgánicos

Los **hidrocarburos** son compuestos orgánicos constituidos exclusivamente por carbono e hidrógeno. En el hidrocarburo más simple, el metano (CH_4), el átomo de carbono completa su octeto compartiendo sus cuatro electrones de valencia con cuatro átomos de hidrógeno. En la fórmula punto-electrón, cada par de electrones compartidos representa un enlace sencillo. En todas las moléculas orgánicas, cada átomo de carbono forma cuatro enlaces. En la **fórmula estructural expandida** se representan todos los enlaces entre los átomos de una molécula.



La geometría tetraédrica del carbono

La teoría VSEPR (v. capítulo 4) predice que una molécula cuyo átomo central se une a otros cuatro átomos tiene una geometría tetraédrica. En el CH_4, los cuatro enlaces entre el átomo de carbono y los cuatro átomos de hidrógeno se dirigen hacia los vértices de un tetraedro, con ángulos de enlace de 109,5°. La estructura del metano se representa en la figura 10.2 mediante un modelo de varillas y bolas, y de relleno espacial.

En el etano, C_2H_6, cada átomo de carbono se enlaza a otro átomo de carbono y a tres átomos de hidrógeno. Como en el metano, los carbonos poseen geometría tetraédrica, con ángulos de enlace de 109,5° (fig. 10.3).

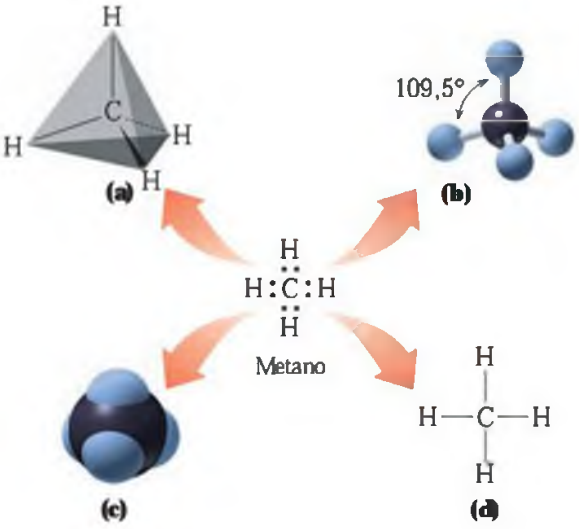
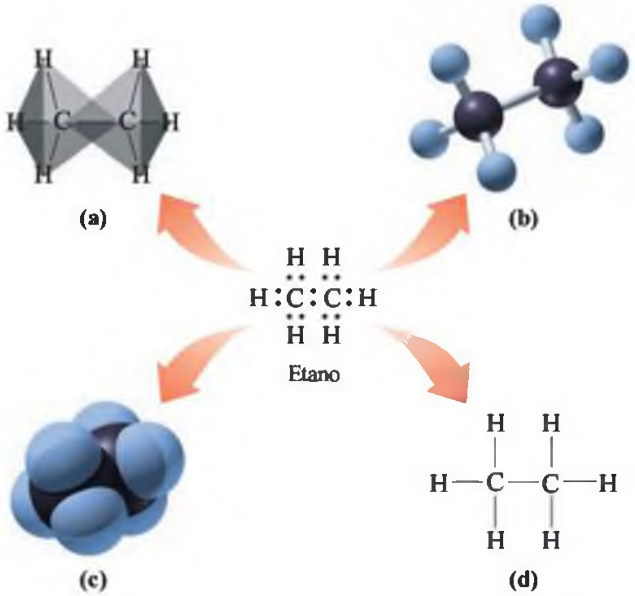


FIGURA 10.2 Distintas representaciones del metano, CH_4: **(a)** tetraédrica, **(b)** modelo de varillas y bolas, **(c)** modelo de relleno espacial y **(d)** fórmula estructural expandida.
P ¿Por qué el metano no es plano, sino que tiene una geometría tetraédrica?

FIGURA 10.3 Distintas representaciones del etano, C_2H_6: **(a)** representación tetraédrica de cada carbono, **(b)** modelo de varillas y bolas, **(c)** modelo de relleno espacial y **(d)** fórmula estructural expandida.

P ¿Cómo se mantiene la geometría tetraédrica en una molécula con dos átomos de carbono?



EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Compuestos orgánicos

10.1 Indica si las siguientes fórmulas corresponden a compuestos orgánicos o inorgánicos:
a. KCl **b.** C_4H_{10} **c.** CH_3CH_2OH
d. H_2SO_4 **e.** $CaCl_2$ **f.** CH_3CH_2Cl

10.2 Indica si las siguientes fórmulas corresponden a compuestos orgánicos o inorgánicos:
a. $C_6H_{12}O_6$ **b.** Na_2SO_4 **c.** I_2
d. C_2H_5Cl **e.** $C_{10}H_{22}$ **f.** CH_4

10.3 Indica si las siguientes propiedades son más características de compuestos orgánicos o inorgánicos:
a. soluble en agua **b.** bajo punto de ebullición
c. arde en el aire **d.** alto punto de fusión

10.4 Indica si las siguientes propiedades son más características de compuestos orgánicos o inorgánicos:
a. contiene Na **b.** punto de ebullición: –50 °C
c. tiene enlaces covalentes **d.** libera iones en agua

10.5 Indica si las siguientes propiedades químicas y físicas son características del etano, C_2H_6, o del bromuro sódico, NaBr:
a. punto de ebullición: –89 °C **b.** arde vigorosamente
c. sólido a 250 °C **d.** se disuelve en agua

10.6 Indica si las siguientes propiedades químicas y físicas son características del ciclohexano, C_6H_{12}, o del nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$:
a. funde a 500 °C
b. insoluble en agua
c. libera iones en agua
d. líquido a temperatura ambiente

10.7 ¿Por qué la geometría de la molécula de CH_4 es tridimensional y no plana?

10.8 En la molécula de propano, con tres átomos de carbono, ¿cuál es la geometría de cada átomo de carbono?

Propano

EL OBJETIVO ES...

escribir los nombres IUPAC y las fórmulas estructurales de los alcanos.

the Chemistry place

WEB TUTORIAL
Introduction to Organic Molecules

10.2 LOS ALCANOS

Más del 90% de los compuestos químicos son orgánicos. El elevado número de compuestos derivados del carbono es posible porque el enlace covalente entre los átomos de carbono (C—C) es muy fuerte, lo que permite a los átomos de carbono formar cadenas largas y estables. Con el fin de simplificar su estudio, los compuestos orgánicos se clasifican según tengan estructuras y propiedades químicas similares en familias de compuestos.

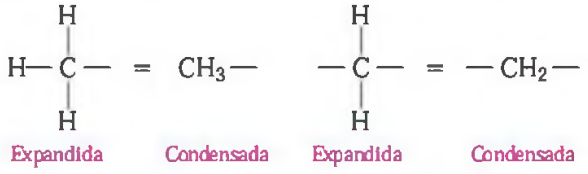
Los átomos que forman los **alcanos**, se enlazan entre sí mediante enlaces sencillos. Una de las aplicaciones más habituales de los alcanos es como combustibles. El metano, que se emplea en calefacción y en las cocinas, es un alcano con un solo átomo de carbono. Los alcanos etano, propano y butano contienen dos, tres y cuatro átomos de carbono, respectivamente, conectados en fila formando una cadena lineal. Los nombres anteriores forman parte del **sistema de nomenclatura IUPAC** (International Union of Pure and Applied Chemistry), que se emplea para nombrar los compuestos orgánicos. Los alcanos con una cadena de cinco o más átomos de carbono se nombran empleando los prefijos griegos *penta* (5), *hexa* (6), *hepta* (7), *octa* (8), *nona* (9) y *deca* (10) (tabla 10.2).

TABLA 10.2 Nombres IUPAC de los diez alcanos más sencillos

Número de átomos de carbono	Prefijo	Nombre	Fórmula molecular	Fórmula estructural condensada
1	Meta	Metano	CH_4	CH_4
2	Eta	Etano	C_2H_6	$CH_3—CH_3$
3	Propa	Propano	C_3H_8	$CH_3—CH_2—CH_3$
4	Buta	Butano	C_4H_{10}	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$
5	Penta	Pentano	C_5H_{12}	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$
6	Hexa	Hexano	C_6H_{14}	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$
7	Hepta	Heptano	C_7H_{16}	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$
8	Octa	Octano	C_8H_{18}	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$
9	Nona	Nonano	C_9H_{20}	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$
10	Deca	Decano	$C_{10}H_{22}$	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$

Fórmulas estructurales condensadas

En la **fórmula estructural condensada** cada átomo de carbono, y los átomos de hidrógeno que se unen a él, se representan como grupos. El número de átomos de hidrógeno unidos a cada átomo de carbono se indica mediante un subíndice.



Por su parte, la fórmula molecular indica el número total de cada tipo de átomo de la molécula, pero no indica su disposición en la misma. La tabla 10.3 recoge las fórmulas moleculares, estructurales expandidas y estructurales condensadas de los alcanos con uno, dos o tres átomos de carbono.

Cuando una molécula orgánica contiene una cadena formada por tres o más átomos de carbono, estos no se colocan en una línea recta, sino que la geometría tetraédrica de los átomos de carbono les fuerza a adoptar una disposición en zigzag, tal y como se puede observar en el modelo de varillas y bolas del hexano (fig. 10.4).

Como los alcanos poseen exclusivamente enlaces sencillos C—C, los grupos unidos a los átomos de carbono no se encuentran en posiciones fijas, sino que pueden rotar libremente alrededor del enlace que conecta a los carbonos. Este movimiento de rotación es análogo al giro independiente de las ruedas de un coche de juguete. Por ello, mediante la rotación alrededor de un enlace sencillo, se pueden establecer distintas disposiciones espaciales de una misma molécula.

Supón que pudiésemos ver la rotación del butano, C_4H_{10}. En algunos momentos, los grupos metilo estarían alineados uno delante del otro, mientras que en otras ocasiones estarían en posiciones opuestas. A medida que los grupos CH_3 giran alrededor del enlace sencillo, se generan muchas disposiciones posibles, por lo que el butano,

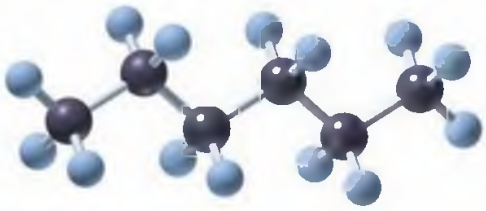
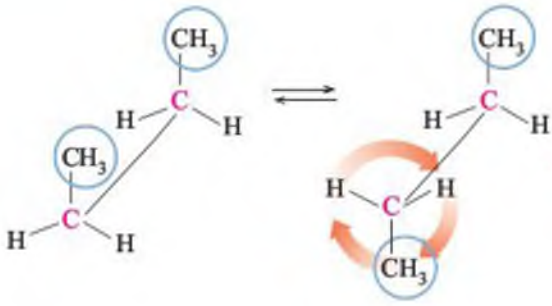


FIGURA 10.4 Representación del hexano con varillas y bolas.
P ¿Por qué en el hexano los átomos de carbono se disponen en zigzag?

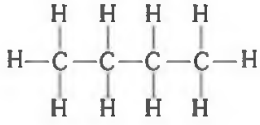
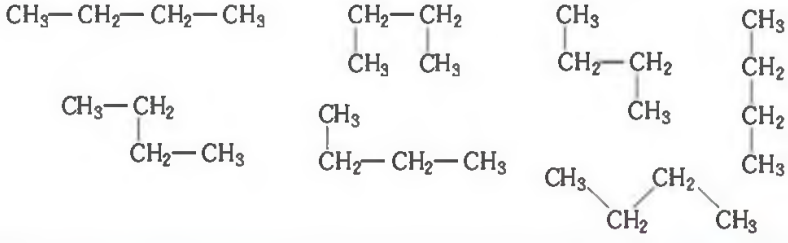
TABLA 10.3 Fórmulas estructurales de algunos alcanos

Alcano	Metano	Etano	Propano
Fórmula molecular	CH_4	C_2H_6	C_3H_8
Fórmulas estructurales			
Expandida	H—C(H)(H)—H	H—C(H)(H)—C(H)(H)—H	H—C(H)(H)—C(H)(H)—C(H)(H)—H
Condensada	CH_4	$CH_3—CH_3$	$CH_3—CH_2—CH_3$



en realidad, se puede representar mediante la variedad de fórmulas estructurales en dos dimensiones que se recogen en la tabla 10.4. Todas estas fórmulas estructurales condensadas representan el mismo compuesto de cuatro átomos de carbono.

TABLA 10.4 Algunas fórmulas estructurales del butano, C_4H_{10}

Fórmula estructural expandida

Fórmulas estructurales condensadas


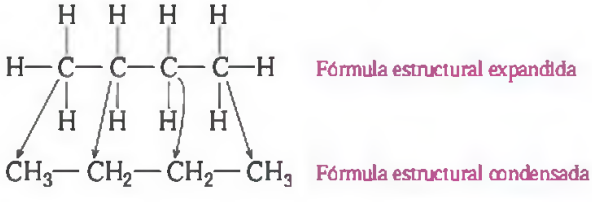
EJERCICIO RESUELTO 10.2

Representación de alcanos mediante fórmulas estructurales expandidas y condensadas

La molécula de butano tiene una cadena carbonada de cuatro átomos de carbono. ¿Cuáles son sus fórmulas estructurales expandida y condensada?

SOLUCIÓN

En la formula estructural expandida, los cuatro átomos de carbono están unidos entre sí y a átomos de hidrógeno mediante enlaces sencillos, de modo que cada carbono tenga cuatro enlaces. En la fórmula estructural condensada, los átomos de carbono y de hidrógeno unidas entre sí se representan como $—CH_3$ o $—CH_2—$.



¡AHORA TÚ!

Escribe las fórmulas estructurales expandida y condensada del pentano, C_5H_{12}.

Cicloalcanos

Algunos hidrocarburos son capaces de formar estructuras cíclicas. Son los **cicloalcanos**, que tienen dos átomos de hidrógeno menos que los correspondientes alcanos. Así, el cicloalcano más sencillo, el ciclopropano (C_3H_6), posee un anillo formado por tres átomos de carbono unidos a un total de seis átomos de hidrógeno.

Una forma muy cómoda de representar estructuras cíclicas es mediante fórmulas condensadas. En este tipo de representación se omiten los átomos de hidrógeno, por lo que parecen

Profesiones con química

Geólogo

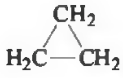
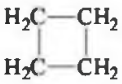
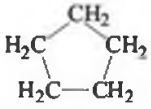
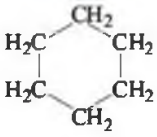
Vic Abadie, consultor experto en geología, nos comenta que «la química sirve de apoyo y complemento a la geología. Soy consultor autónomo y trabajo en la exploración de petróleo y gas natural. Para predecir la existencia de un yacimiento de petróleo es necesario conocer las reacciones químicas de los minerales, ya que a lo largo de la evolución geológica de la corteza terrestre, estas reacciones crean o destruyen cavidades en las rocas que pueden albergar un yacimiento de gas o de petróleo. En ocasiones, los análisis químicos de los yacimientos conocidos indican que el petróleo de los mismos ha migrado en realidad desde otras formaciones lejanas en las que se generó en el pasado. Esto puede ser de utilidad para identificar nuevas áreas que merezca la pena explorar en busca de yacimientos.

También evalúo las propuestas de perforación para extraer petróleo y gas. Recomiendo a mis clientes que inviertan en pozos con interés desde el punto de vista geológico y económico. Es una aplicación comercial del método científico: las propuestas para perforar son la hipótesis, y la perforación la confirma o no. El descubrimiento de un pozo productivo valida la hipótesis, genera petróleo y gas, e ingresos para mí y para mis clientes. Realizo este y otros trabajos más para clientes privados y también para grandes compañías. El riesgo es alto, el trabajo excitante y mi jornada laboral, flexible».

figuras geométricas. Así, cada vértice del triángulo representa un átomo de carbono con cuatro enlaces en total con otros átomos de carbono y de hidrógeno.

En la tabla 10.5 se representan los modelos de varillas y bolas, las formulas estructurales condensadas y las fórmulas geométricas de algunos cicloalcanos. Los cicloalcanos se nombran añadiendo el prefijo *ciclo* al nombre del correspondiente alcano con el mismo número de átomos de carbono.

TABLA 10.5 Distintos tipos de fórmulas de algunos cicloalcanos comunes

Modelo de varillas y bolas			
Fórmulas estructurales condensadas			
			
Fórmulas geométricas			
Nombre			
Ciclopropano	Ciclobutano	Ciclopentano	Ciclohexano

EJERCICIO RESUELTO 10.3

Nomenclatura de alcanos

Nombra los siguientes compuestos según la IUPAC:

a. $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$

b.

c. $CH_3—CH_2—CH_3$

SOLUCIÓN

a. La cadena de cinco átomos de carbono se llama pentano.
b. El anillo de seis átomos de carbono se llama ciclohexano.
c. Este alcano es el propano, porque tiene tres átomos de carbono.

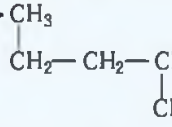
¡AHORA TÚ!

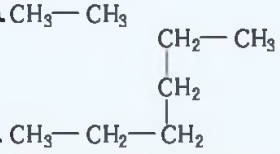
¿Cuál es el nombre del siguiente compuesto según la IUPAC?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Alcanos

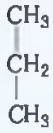
10.9 Nombra según la IUPAC los siguientes alcanos:

a.


b.


c. $CH_3—CH_2—CH_2$

10.10 Nombra según la IUPAC los siguientes alcanos:

a. CH_4
b. $CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$
c.


10.11 Escribe la fórmula estructural condensada o la fórmula geométrica de los siguientes compuestos:
a. metano
b. etano
c. pentano
d. ciclopropano

10.12 Escribe la fórmula estructural condensada o la fórmula geométrica de los siguientes compuestos:
a. propano
b. hexano
c. heptano
d. ciclopentano

EL OBJETIVO ES...

nombrar y formular alcanos sustituidos según la IUPAC.

10.3 ALCANOS SUSTITUIDOS

Cuando un alcano tiene cuatro o más átomos de carbono, estos se pueden disponer de modo que un grupo lateral, llamado **ramificación** o **sustituyente**, se enlace a la cadena carbonada. Por ejemplo, para dos compuestos con la fórmula molecular C_4H_{10} se pueden representar distintos modelos de varillas y bolas. Mientras que en un modelo se representa el compuesto como una cadena lineal de cuatro átomos de carbono, en el otro se muestra cómo un átomo de carbono se une como una rama o sustituyente a una cadena lineal de tres átomos de car-

bono (fig. 10.5). Cuando un alcano tiene al menos una ramificación se llama **alcano ramificado.** Cuando dos compuestos tienen la misma fórmula molecular, pero diferente disposición de los átomos que los constituyen, se llaman **isómeros.**

En el siguiente ejemplo se muestran las fórmulas estructurales condensadas de tres isómeros con la fórmula molecular C_5H_{12}:

Isómeros de fórmula C_5H_{12}

Alcano	Alcanos ramificados	
$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$	$CH_3—CH(CH_3)—CH_2—CH_3$	$CH_3—C(CH_3)_2—CH_3$

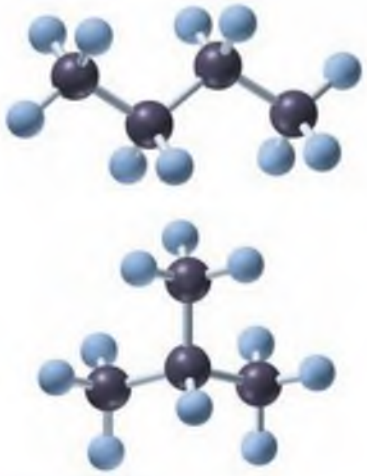


FIGURA 10.5 Los isómeros de fórmula C_4H_{10} tienen el mismo número y tipo de átomos, pero ordenados de manera distinta.
P ¿Por qué estas moléculas son isómeros?

EJERCICIO RESUELTO 10.4

Isómeros

Señala si las siguientes fórmulas estructurales condensadas corresponden a isómeros o a la misma molécula:

a. $CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$ y $CH_2(CH_3)—CH_2—CH_3$

b. $CH_3—CH(CH_3)—CH_2—CH_2—CH_3$ y $CH_3—CH(CH_3)—CH(CH_3)—CH_3$

SOLUCIÓN

a. Estas fórmulas estructurales condensadas representan la misma molécula, ya que ambas tienen una cadena lineal de cuatro átomos de carbono sin sustituyentes.

b. Estas estructuras corresponden a isómeros, ya que ambos compuestos tienen la misma fórmula molecular, C_6H_{14}, pero los átomos de carbono están unidos de distinto modo. Uno tiene un grupo CH_3 unido a una cadena lineal de cinco átomos de carbono, mientras que el otro tiene dos grupos CH_3 unidos a una cadena de cuatro átomos de carbono.

¡AHORA TÚ!

La siguiente fórmula estructural condensada, ¿corresponde a un isómero o es idéntica a una de las moléculas representadas en el ejercicio resuelto 10.4 b?

$CH_3—CH_2—CH(CH_3)—CH_2—CH_3$

Nomenclatura de sustituyentes

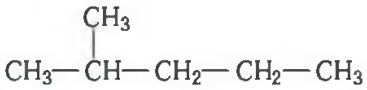
Según la nomenclatura IUPAC de alcanos, un sustituyente carbonado se denomina **grupo alquilo,** y simplemente es un alcano que ha perdido un átomo de hidrógeno. Los grupos alquilo se nombran sustituyendo la terminación *ano* del alcano del que proceden por *ilo.* Los grupos alquilo no pueden existir como tales, siempre deben estar unidos a una cadena carbonada. Cuando un átomo de halógeno se une a la cadena carbonada, se nombra como un grupo *halógeno*: *flúor* (F), *cloro* (Cl), *bromo* (Br) o *yodo* (I). En la tabla 10.6 se recogen algunos de los sustituyentes mas frecuentemente unidos a cadenas carbonadas.

TABLA 10.6 Nombre y estructura de algunos sustituyentes comunes

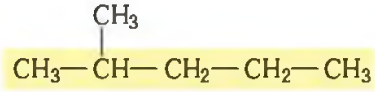
Sustituyente	Nombre
$CH_3—$	Metilo
$CH_3—CH_2—$	Etilo
$CH_3—CH_2—CH_2—$	Propilo
$CH_3—CH(CH_3)—$	Isopropilo
F—, Cl—, Br—, I—	Flúor, cloro, bromo, yodo

Reglas de nomenclatura de alcanos sustituidos

Según la nomenclatura IUPAC, cuando una cadena hidrocarbonada tiene sustituyentes, se tiene que numerar para indicar su localización. Como ejemplo, vamos a emplear la nomenclatura IUPAC para nombrar el siguiente alcano:

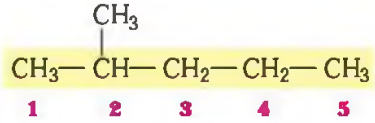


Paso 1 **Escribir el nombre del alcano que corresponda a la cadena hidrocarbonada más larga.** En este alcano, la cadena más larga tiene cinco átomos de carbono, por lo que es un *pentano*.



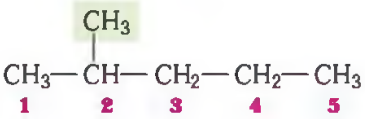
pentano

Paso 2 **Numerar los átomos de carbono, empezando por el extremo más cercano a un sustituyente.** Cuando has empezado a numerar, continúa en el mismo sentido.



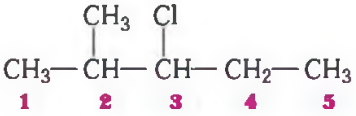
pentano

Paso 3 **Indicar la posición y el nombre de cada sustituyente con un prefijo que se añade al nombre del alcano.** Coloca un guión entre el localizador y el nombre del sustituyente.



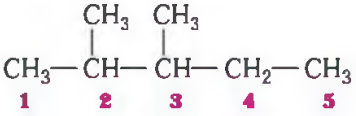
2-metilpentano

A continuación se muestran más ejemplos de localización de sustituyentes y del empleo de prefijos, cuando hay dos o más sustituyentes iguales. Cuando hay sustituyentes distintos, estos se colocan en orden alfabético.



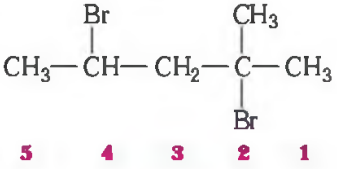
3-cloro-2-metilpentano

Emplea el prefijo *di, tri, tetra,* etc. para indicar que un grupo aparece más de una vez. Utiliza comas para separar los números entre sí.



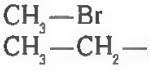
2,3-dimetilpentano

Cuando hay dos o más sustituyentes, la cadena principal se numera de forma que se obtengan los localizadores más bajos, considerando los sustituyentes en conjunto.



2,4-dibromo-2-metilpentano

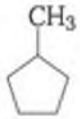
Cuando la cadena principal es de uno o dos átomos de carbono y solo hay un sustituyente no se necesita incluir ningún localizador.



bromometano

cloroetano

Cuando se trata de cicloalcanos, el nombre del sustituyente se coloca delante del nombre del cicloalcano. No se necesita incluir ningún localizador cuando solo hay un sustituyente.



Metilciclopentano

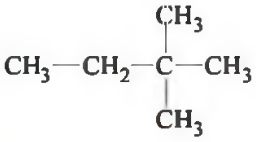
Guía para la nomenclatura de alcanos

1. Escribir el nombre del alcano que corresponda a la cadena hidrocarbonada más larga.
2. Numerar los átomos de carbono, comenzando por el extremo más cercano a un sustituyente.
3. Colocar el nombre y los localizadores de los sustituyentes delante del nombre de la cadena más larga, ordenándolos alfabéticamente.

EJERCICIO RESUELTO 10.5

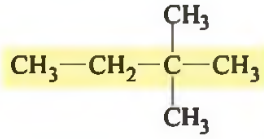
Nomenclatura IUPAC

Nombra el siguiente compuesto según la IUPAC:



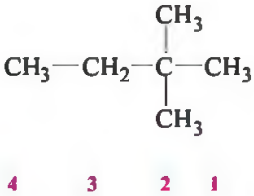
SOLUCIÓN

Paso 1 **Escribir el nombre del alcano que corresponda a la cadena hidrocarbonada más larga.** En este alcano, la cadena hidrocarbonada más larga tiene cuatro átomos de carbono, por lo que es un *butano*.



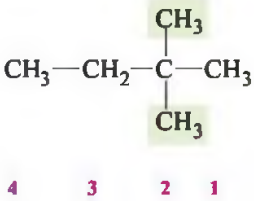
butano

Paso 2 **Numerar los átomos de carbono, comenzando por el extremo más cercano a un sustituyente.**



butano

Paso 3 **Colocar el nombre y los localizadores de los sustituyentes delante del nombre de la cadena más larga, ordenados alfabéticamente.** Escribe un guión entre los localizadores y los nombres de los sustituyentes, y cuando haya dos o más números separelos con comas. Los prefijos *(di, tri, tetra)* indican que el sustituyente en cuestión aparece más de una vez.



2,2-dimetilbutano

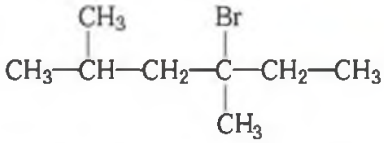
¡AHORA TÚ!

Nombra el siguiente compuesto según la IUPAC: $Cl—CH_2—CH(Cl)—CH_3$

EJERCICIO RESUELTO 10.6

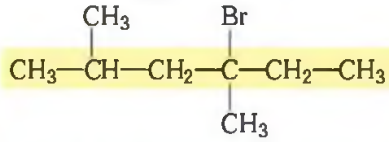
Nomenclatura IUPAC de alcanos con sustituyentes distintos

Nombra el siguiente compuesto según la IUPAC:



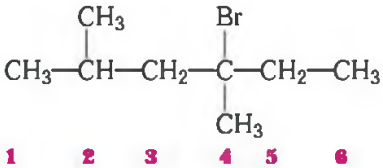
SOLUCIÓN

Paso 1 **Escribir el nombre del alcano que corresponda a la cadena hidrocarbonada más larga.** En este alcano, la cadena hidrocarbonada mas larga tiene seis átomos de carbono, por lo que es un *hexano.*



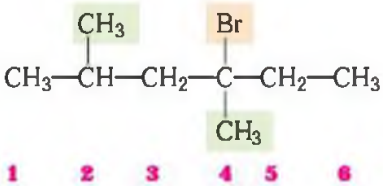
hexano

Paso 2 **Numerar los átomos de carbono, comenzando por el extremo más cercano a un sustituyente.**



hexano

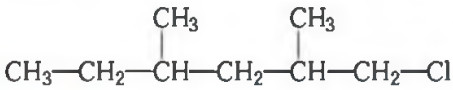
Paso 3 **Colocar el nombre y los localizadores de los sustituyentes delante del nombre de la cadena más larga, ordenados alfabéticamente.** Escribe un guión entre los localizadores y los nombres de los sustituyentes, y cuando haya dos o más números sepáralos con comas. Los prefijos *(di, tri, tetra)* indican que el sustituyente en cuestión aparece más de una vez.



4-bromo-2,4-dimetilhexano

¡AHORA TÚ!

Nombra el siguiente compuesto según la IUPAC:



Fórmulas estructurales condensadas de alcanos

El nombre IUPAC de un alcano proporciona toda la información necesaria para dibujar su fórmula estructural condensada. Supón que te piden dibujar la fórmula estructural condensada del 2,3-dimetilbutano. El nombre del alcano nos indica el número de átomos de carbono de la cadena más larga. Los nombres del principio nos indican los sustituyentes que tiene y sus posiciones en la cadena principal. Podemos descomponer el nombre de este modo:

2,3-Dimetilbutano

2,3-	Di	metil	but	ano
Sustituyentes en los carbonos 2 y 3	Dos sustituyentes iguales	CH_3— grupos alquilo	Cadena principal con cuatro átomos de carbono	Enlaces sencillos C — C

EJERCICIO RESUELTO 10.7

Fórmulas estructurales condensadas de alcanos

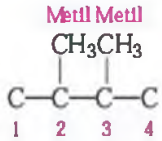
Dibuja la fórmula estructural condensada del 2,3-dimetilbutano.

SOLUCIÓN

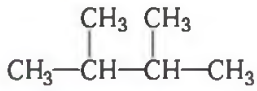
Para dibujar la fórmula estructural condensada de un alcano podemos utilizar la siguiente guía:

Paso 1 **Dibujar la cadena carbonada principal.** Para el butano, se dibuja una cadena con cuatro átomos de carbono.

Paso 2 **Numerar la cadena principal y colocar los sustituyentes en los átomos de carbono indicados por los localizadores del nombre.** El comienzo del nombre indica que hay dos grupos metilo (—CH_3), uno en el carbono 2 y otro en el 3.



Paso 3 **Completar la fórmula añadiendo los átomos de hidrógeno necesarios para que cada átomo de carbono forme cuatro enlaces.**



2,3-Dimetilbutano

¡AHORA TÚ!

Escribe la fórmula estructural condensada del 2,4-dimetilpentano.

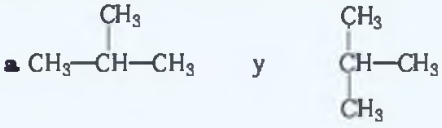
Guía para la representación de alcanos

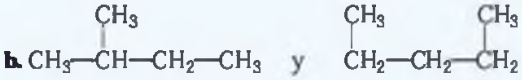
1. Dibujar la cadena carbonada principal.
2. Numerar la cadena principal y colocar los sustituyentes en los átomos de carbono indicados por los localizadores del nombre.
3. Completar la fórmula añadiendo los átomos de hidrógeno que sean necesarios para que cada átomo de carbono forme cuatro enlaces.

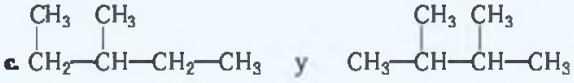
EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Alcanos sustituidos

10.13 Indica si las siguientes parejas de fórmulas estructurales representan isómeros o la misma molécula:

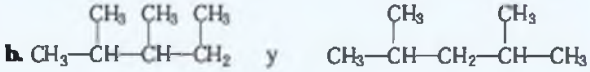
a. 

b. 

c. 

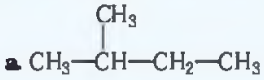
10.14 Indica si las siguientes parejas de fórmulas estructurales representan isómeros o la misma molécula:

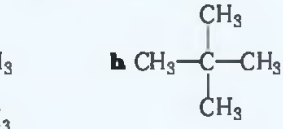
a.

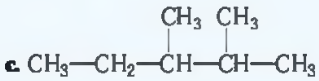
b. 

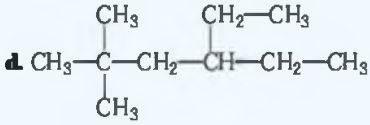
c.

10.15 Nombra según la IUPAC los siguientes alcanos:

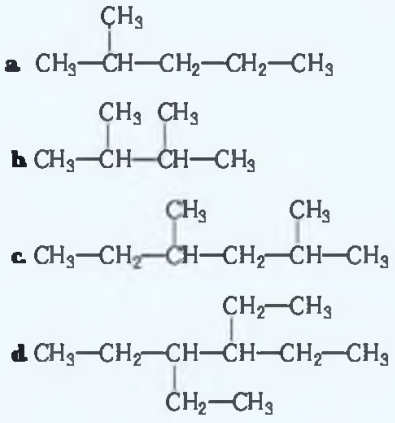
a. 

b. 

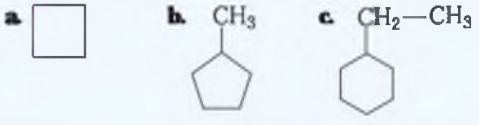
c. 

d. 

10.16 Nombra según la IUPAC los siguientes alcanos:



10.17 Nombra los siguientes cicloalcanos según la IUPAC:



10.18 Nombra los siguientes cicloalcanos según la IUPAC:

10.19 Dibuja la fórmula estructural condensada de los siguientes alcanos:
- **a.** 2-metilbutano
- **b.** 3,3-dimetilpentano
- **c.** 2,3,5-trimetilhexano
- **d.** 3-etil-2,5-dimetiloctano

10.20 Dibuja la fórmula estructural condensada de los siguientes alcanos:
- **a.** 3-etilpentano
- **b.** 3-etil-2-metilpentano
- **c.** 2,2,3,5-tetrametilhexano
- **d.** 4-etil-2,2-dimetiloctano

10.21 Dibuja la fórmula geométrica de los siguientes cicloalcanos:
- **a.** metilciclopentano
- **b.** ciclobutano

10.22 Dibuja la fórmula geométrica de los siguientes cicloalcanos:
- **a.** ciclopropano
- **b.** etilciclohexano

10.23 Nombra los siguientes compuestos según la IUPAC:
- **a.** $CH_3—CH_2—Br$
- **b.** $CH_3—CH_2—CH_2—F$
- **c.** $CH_3—CH(CH_3)—Cl$
- **d.** $CHCl_3$

10.24 Nombra los siguientes compuestos según la IUPAC:

a. $CH_3—CH_2—CH(Cl)—CH_3$ **b.** CCl_4

c. $CH_3—C(CH_3)_2—I$ **d.** CH_3F

10.25 Dibuja la fórmula estructural condensada de los siguientes compuestos:
- **a.** 2-cloropropano
- **b.** 2-bromo-3-clorobutano
- **c.** bromometano
- **d.** tetrabromometano

10.26 Dibuja la fórmula estructural condensada de los siguientes compuestos:
- **a.** 1,1,2,2-tetrabromopropano
- **b.** 2-bromopropano
- **c.** 2,3-dicloro-2-metilbutano
- **d.** dibromodiclorometano

Química y salud

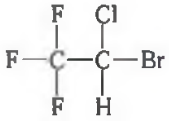
Aplicaciones habituales de los alcanos halogenados

Los alcanos halogenados, también llamados haluros de alquilo, se usan frecuentemente como disolventes y anestésicos. Durante muchos años, el tetracloruro de carbono se utilizó como limpiador en seco en las tintorerías y, en el hogar, para eliminar las manchas de grasa de la ropa. Sin embargo, estas aplicaciones se prohibieron cuando se descubrió que era tóxico para el hígado, donde produce cáncer. Hoy en día, las tintorerías emplean otros alcanos halogenados, como el diclorometano, el 1,1,1-tricloroetano o el 1,1,2-tricloro-1,2,2-trifluoretano.

CH_2Cl_2	$Cl_3C—CH_3$	$FCl_2C—CClF_2$
Diclorometano	1,1,1-Tricloroetano	1,1,2-Tricloro-1,2,2-trifluoretano

Los anestésicos generales son compuestos que cuando se inhalan o inyectan producen una pérdida de sensibilidad, de modo que se puede realizar una operación de cirugía u otro tipo de intervención médica sin

causar dolor al paciente. Al ser compuestos no polares, los anestésicos se disuelven en las membranas no polares de los nervios, reduciendo la capacidad de las células nerviosas para conducir la sensación de dolor al cerebro. El triclorometano, comúnmente llamado cloroformo ($CHCl_3$), se empleaba hace tiempo como anestésico, pero es tóxico y potencialmente carcinógeno. Uno de los anestésicos generales más habituales es el halotano (2-bromo-2-cloro-1,1,1-trifluoretano), también llamado fluotano. Tiene un olor agradable, no es inflamable, tiene pocos efectos secundarios, se metaboliza muy poco en el cuerpo y se elimina fácilmente.



Halotano (fluotano)

Para intervenciones menores, en la zona a intervenir se aplica un anestésico local, como el cloroetano $CH_3—CH_2—Cl$. El cloroetano se evapora rápidamente, enfriando la piel y provocando el anestesiado de esa zona.

10.4 PROPIEDADES DE LOS ALCANOS

EL OBJETIVO ES...

conocer las propiedades de los alcanos y escribir reacciones de combustión ajustadas.

El combustible que hace funcionar los coches o que calienta nuestros hogares está formado por distintos alcanos. Es posible que en alguna ocasión haya tomado una mezcla de hidrocarburos como laxante (el aceite mineral) o se haya aplicado vaselina para suavizar la piel. Las diferentes aplicaciones de los alcanos se deben a sus distintas propiedades físicas, fundamentalmente su solubilidad, densidad y punto de ebullición.

Solubilidad y densidad

CASE STUDY
Hazardous Materials

Los alcanos son compuestos no polares, por lo que son insolubles en agua. Sin embargo, sí son solubles en disolventes no polares, como pueden ser otros alcanos. Los alcanos tienen densidades entre 0,62 g/ml y 0,79 g/ml, aproximadamente, por lo que son menos densos que el agua (1,0 g/ml). Por ello, cuando se produce un vertido de petróleo en el océano, los alcanos presentes en el crudo permanecen en la superficie del mar y se extienden cubriendo una gran superficie. Por ejemplo, en el vertido producido por el petrolero Exxon Valdez en 1989, los 40 millones de litros de petróleo derramados cubrieron una extensión de unos 25 000 kilómetros cuadrados en el estrecho de Prince William, en Alaska. Cuando el petróleo alcanza las playas y la línea de la costa se produce un daño considerable a los moluscos, peces, pájaros y demás fauna de la zona. En las tareas de limpieza se emplean tanto técnicas mecánicas como químicas. Por ejemplo, existe una técnica en la que se utiliza un compuesto no polar que «atrae el petróleo» permitiendo su recogida.

Algunas aplicaciones de los alcanos

Los cuatro primeros alcanos —metano, etano, propano y butano— son gases a temperatura ambiente y se emplean como combustible para producir calor.

Los alcanos con 5-8 átomos de carbono (pentano, hexano, heptano y octano) son líquidos a temperatura ambiente. Son muy volátiles, por lo que son útiles como combustibles; por ejemplo, en la gasolina.

Los alcanos líquidos con 9-17 átomos de carbono tienen puntos de ebullición mayores y se encuentran en el queroseno, el gasoil y en los combustibles de aviación. El aceite de motor es una mezcla de hidrocarburos líquidos de alto peso molecular y se emplea para lubricar los componentes internos de los motores; el aceite mineral está formado por hidrocarburos líquidos que se emplean como laxantes y lubricantes. Los alcanos con 18 o más átomos de carbono son sólidos cerosos a temperatura ambiente. Los alcanos con alto peso molecular, llamados parafinas, se emplean para recubrir frutas y verduras reteniendo su humedad, impidiendo la proliferación de hongos y mejorando su aspecto (fig. 10.6). La vaselina es una mezcla de hidrocarburos líquidos con puntos de ebullición bajos encapsulados en hidrocarburos sólidos. Se emplea en pomadas, en cosmética, como lubricante y como disolvente.

FIGURA 10.6 Los alcanos sólidos que forman el recubrimiento céreo de las frutas y hortalizas les ayudan a retener la humedad, resistir el ataque de los hongos y mejorar su apariencia.

P ¿Por qué el recubrimiento céreo ayuda a retener la humedad de las frutas y hortalizas?

Combustión de alcanos

Los alcanos experimentan una **combustión** cuando reaccionan completamente con oxígeno produciendo dióxido de carbono, agua y energía. Los enlaces sencillos carbono-carbono son difíciles de romper, lo que hace que los alcanos sean la familia de compuestos orgánicos menos reactiva. Sin embargo, los alcanos pueden arder fácilmente en presencia de oxígeno.

$$\text{Alcano} + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O + \text{energía}$$

El metano es el gas que se emplea habitualmente como combustible en las cocinas y calefacciones de nuestros hogares.

$$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O + \text{energía}$$

El propano se emplea como combustible en las estufas y en las barbacoas de gas (fig. 10.7).

$$C_3H_8 + 5O_2 \longrightarrow 3CO_2 + 4H_2O + \text{energía}$$

Las células del cuerpo generan energía mediante la combustión de la glucosa. A pesar de que hay varios procesos complejos implicados, la reacción de combustión de la glucosa en las células es:

$$C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \xrightarrow{\text{Enzimas}} 6CO_2 + 6H_2O + \text{energía}$$

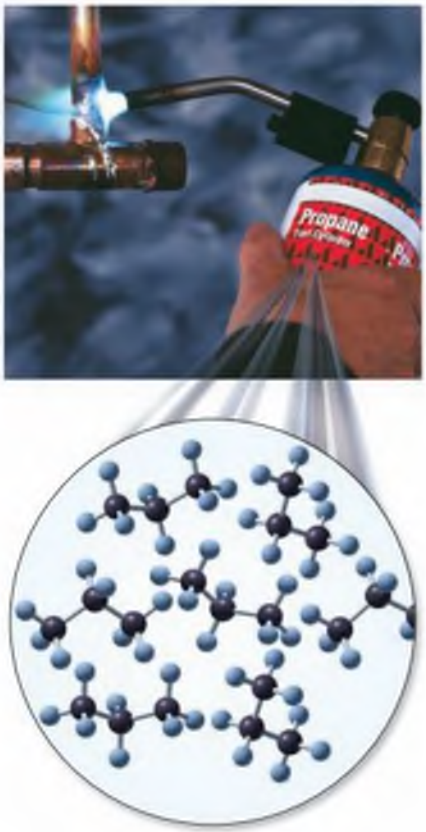


FIGURA 10.7 El propano del cartucho entra en combustión, liberando energía.

P ¿Cuál es la ecuación ajustada de la combustión del propano?

Química y salud

Toxicidad del monóxido de carbono

Siempre que se utilice una estufa de propano, una lumbre o un brasero en una habitación cerrada, debe existir una ventilación adecuada. Cuando el aporte de oxígeno es limitado, la *combustión incompleta* del combustible produce monóxido de carbono. La combustión incompleta del metano del gas natural se escribe del siguiente modo

$$2CH_4\,(g) + 3O_2(g) \longrightarrow 2CO\,(g) + 4H_2O(g) + \text{calor}$$

Disponibilidad de oxígeno limitada — Monóxido de carbono

El monóxido de carbono (CO) es un gas incoloro, inodoro y venenoso. Cuando se inhala, el CO pasa al torrente sanguíneo, donde se une a la hemoglobina. Cuando el CO se une a la hemoglobina, se reduce la cantidad de oxígeno (O_2) disponible para las células, de modo que una persona sana puede sufrir una reducción de su capacidad motora, percepción visual y habilidad manual.

Cuando la cantidad de hemoglobina (Hb) unida al CO como COHb es inferior al 10%, una persona puede sufrir dificultades respiratorias, dolor de cabeza y adormecimiento. Los grandes fumadores pueden llegar a tener hasta un 9% de COHb en su sangre. Cuando un 30% de la hemoglobina se encuentra en forma de COHb, la persona puede sufrir síntomas más severos, como desvanecimientos, confusión mental, fuerte cefalea y náuseas. Si más del 50% de la hemoglobina está unida al CO, se pierde la consciencia y se produce la muerte si no se suministra oxígeno inmediatamente.

EJERCICIO RESUELTO 10.8

Combustión

Escribe la reacción ajustada de la combustión del butano.

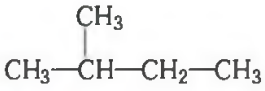
SOLUCIÓN

La ecuación ajustada de la combustión completa del butano se escribe:

$$2C_4H_{10} + 13O_2 \longrightarrow 8CO_2 + 10H_2O$$

¡AHORA TÚ!

Escribe la reacción ajustada de la combustión completa del siguiente alcano:



EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Propiedades de los alcanos

10.27 El heptano tiene una densidad de 0,68 g/ml y un punto de ebullición de 98 °C.
- **a.** ¿Cuál es la fórmula estructural condensada del heptano?
- **b.** A temperatura ambiente, ¿es un sólido, un líquido o un gas?
- **c.** ¿Es soluble en agua?
- **d.** ¿El heptano flota en el agua o se hunde?

10.28 El nonano tiene una densidad de 0,79 g/ml y un punto de ebullición de 151 °C.
- **a.** ¿Cuál es la fórmula estructural condensada del nonano?
- **b.** A temperatura ambiente, ¿es un sólido, un líquido o un gas?
- **c.** ¿Es soluble en agua?
- **d.** ¿El nonano flota en el agua o se hunde?

10.29 Escribe la reacción ajustada de la combustión completa de los siguientes compuestos:
- **a.** etano
- **b.** ciclopropano, C_3H_6
- **c.** octano
- **d.** ciclohexano, C_6H_{12}

10.30 Escribe la reacción ajustada de la combustión completa de los siguientes compuestos:
- **a.** hexano
- **b.** ciclopentano, C_5H_8
- **c.** nonano
- **d.** 2-metilbutano

Química verde

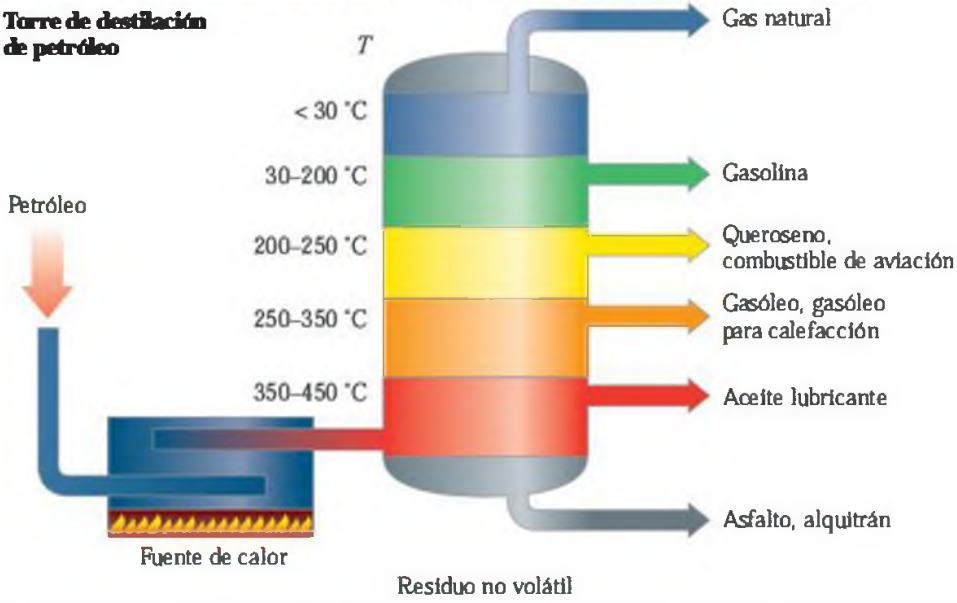
Petróleo

El petróleo, también llamado crudo, está formado por una gran variedad de hidrocarburos. En las refinerías, los distintos componentes del petróleo se separan mediante destilación fraccionada, proceso que permite separar grupos o fracciones de hidrocarburos mediante la calefacción continua de la mezcla a temperaturas cada vez mayores (tabla 10.7). Las fracciones que contienen los alcanos se convierten en gases al alcanzar su punto de ebullición. Estos gases se separan y se hacen circular a través de una columna de destilación, donde se enfrían y condensan transformándose de nuevo en líquidos. La principal aplicación del petróleo es como materia prima para la obtención de gasolina pero, por término medio, el contenido en gasolina de un barril de petróleo es de solo el 35%. Con el fin de incrementar la producción de gasolina, el petróleo se calienta para que se produzca la rotura de las cadenas hidrocarbonadas más largas y se obtengan alcanos de menor peso molecular.

TABLA 10.7 Mezclas de alcanos típicas obtenidas en la destilación del petróleo

Temperatura de destilación (°C)	Número de átomos de carbono	Producto
Menos de 30	1–4	Gas natural
30–200	5–12	Gasolina
200–250	12–16	Queroseno, combustible de aviación
250–350	15–18	Gasóleo, gasóleo para calefacción
350–450	18–25	Aceite lubricante
Residuo no volátil	Más de 25	Asfalto, alquitrán

Torre de destilación de petróleo



10.5 GRUPOS FUNCIONALES

EL OBJETIVO ES...

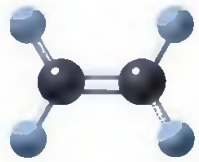
clasificar las moléculas orgánicas según sus grupos funcionales.

En los compuestos orgánicos, los átomos de carbono se encuentran unidos a átomos de hidrógeno, y en ocasiones a oxígeno, nitrógeno, azufre o halógenos. La tabla 10.8 recoge los distintos tipos de enlace covalente que podemos encontrar en los compuestos orgánicos. En cada tipo de enlace, todos los átomos completan su capa de valencia. Así, el hidrógeno y los halógenos solo forman un enlace covalente, mientras que el carbono forma cuatro enlaces covalentes. El nitrógeno forma tres enlaces covalentes y, tanto el oxígeno como el azufre, dos.

Existen millones de compuestos orgánicos y el número se incrementa cada día al sintetizarse nuevos productos. Dentro de esta gran variedad de compuestos existen grupos de átomos específicos, denominados **grupos funcionales**, que son responsables de las propiedades similares de algunos compuestos. La identificación de los grupos funcionales permite clasificar los compuestos orgánicos en función de su estructura, nombrar los compuestos de cada familia y predecir sus reacciones químicas.

Alquenos, alquinos y compuestos aromáticos

Los alquenos, los alquinos y los compuestos aromáticos también pertenecen a la familia de los hidrocarburos. Los **alquenos** tienen uno o más enlaces dobles entre átomos de carbono, mientras que los **alquinos** tienen enlaces triples. Los **compuestos aromáticos** tienen como característica estructural el anillo de benceno, una molécula cíclica con seis átomos de carbono y un átomo de hidrógeno unido a cada carbono. La estructura del benceno se representa como un hexágono con un círculo en su interior.



Alcano

Alquino

Compuesto aromático

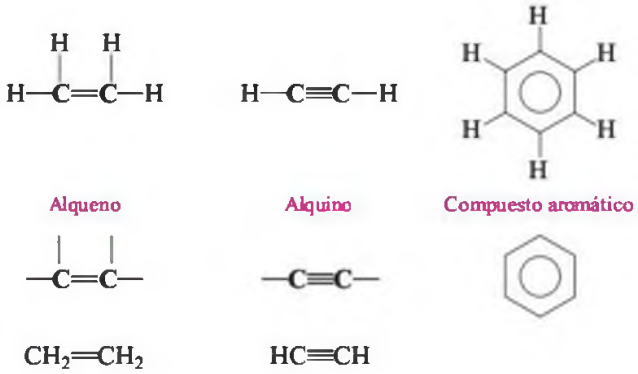
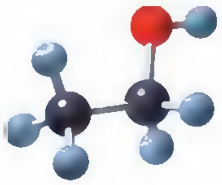
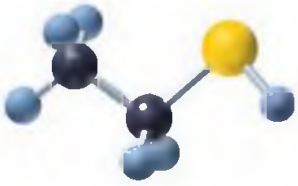
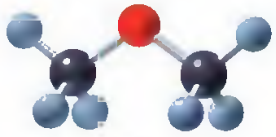


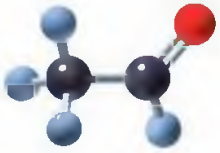
TABLA 10.8 Tipos de enlace covalente en los compuestos orgánicos

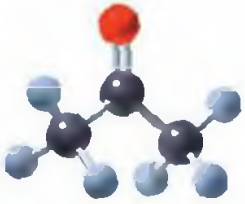
Elemento	Grupo	Número de enlaces covalentes	Estructura de los átomos
H	1A (1)	1	H—
C	4A (14)	4	—C—
N	5A (15)	3	—N—
O, S	6A (16)	2	—O— —S—
F, Cl, Br, I	7A (17)	1	—X: (X = F, Cl, Br, I)


Alcohol


Tiol


Eter


Aldehído


Cetona

Alcoholes, tioles y éteres

El grupo funcional característico de los **alcoholes** es el **grupo hidroxilo** (—OH), unido a un átomo de carbono. En los **tioles**, el grupo funcional —SH se une a un átomo de carbono. El rasgo distintivo de los **éteres** es un átomo de oxígeno unido a dos átomos de carbono. El átomo de oxígeno conserva sus dos pares de electrones sin compartir, pero generalmente no se representan en las fórmulas estructurales condensadas de los éteres. En la abreviatura de los grupos funcionales, una línea sencilla (—) entre dos átomos representa un enlace sencillo.

	$CH_3—CH_2—\mathbf{OH}$	$CH_3—\mathbf{O}—CH_3$	$CH_3—CH_2—\mathbf{SH}$
	Alcohol	Éter	Tiol
Grupo funcional	—O—H	—O—	—S—H

Aldehídos y cetonas

Los aldehídos y las cetonas tienen el **grupo carbonilo** (C=O), que consiste en un átomo de carbono unido mediante un enlace doble a un átomo de oxígeno. En los **aldehídos**, el átomo de carbono del grupo carbonilo se une a otro átomo de carbono y a uno de hidrógeno. Solo en el aldehído más sencillo, CH_2O, el grupo carbonilo se une a dos átomos de hidrógeno. En las **cetonas**, el grupo carbonilo está unido a dos átomos de carbono.

	$CH_3—\overset{\overset{\mathbf{O}}{\|}}{\mathbf{C}}—\mathbf{H}$	$\mathbf{CH_3}—\overset{\overset{\mathbf{O}}{\|}}{\mathbf{C}}—\mathbf{CH_3}$
	Aldehído	Cetona
Grupo funcional	$—\overset{\overset{\mathbf{O}}{\|}}{\mathbf{C}}—H$	$—\overset{\overset{O}{\|}}{\mathbf{C}}—$

Cuando se estudia una molécula que contiene algún grupo funcional, es necesario identificar el grupo funcional antes de proceder a su clasificación. En los siguientes ejemplos, los grupos funcionales se han destacado y se emplean para la clasificación de los compuestos.

$CH_3—CH_2—O—CH_3$
Éter

$CH_3—CH_2—CH_2—OH$
Alcohol

$CH_3—\overset{\overset{O}{\|}}{C}—CH_2—CH_3$
Cetona

$CH_3—CH=CH—CH_3$
Alqueno

EJERCICIO RESUELTO 10.9

Clasificación de los compuestos orgánicos

Clasifica los siguientes compuestos orgánicos según su grupo funcional.

a. $CH_3—CH_2—CH_2—OH$ **b.** $CH_3—CH=CH—CH_3$

c. $CH_3—CH_2—\overset{\overset{O}{\|}}{C}—CH_2—CH_3$

SOLUCIÓN

a. alcohol **b.** alqueno **c.** cetona

¡AHORA TÚ!

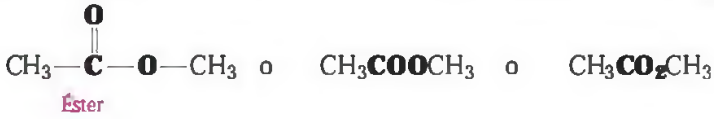
¿Por qué el $CH_3—CH_2—O—CH_3$ es un éter mientras que el $CH_3—\overset{\overset{OH}{|}}{CH}—CH_3$ es un alcohol?

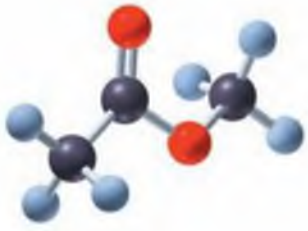
Ácidos carboxílicos y ésteres

El grupo funcional característico de los **ácidos carboxílicos** es el *grupo carboxilo*, que es una combinación de los grupos *carbonilo* e *hidroxilo*.

Ácido carboxílico

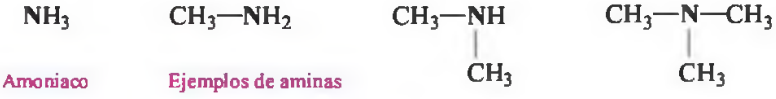
Los **ésteres** son similares a los ácidos carboxílicos, la diferencia radica en que el oxígeno del grupo carboxilo está unido a un átomo de carbono en vez de a uno de oxígeno.




Éster

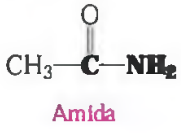
Aminas y amidas

En las **aminas**, el átomo central es nitrógeno. Las aminas son derivados del amoniaco, NH_3, en los que uno, dos o tres de sus átomos de hidrógeno han sido sustituidos por cadenas hidrocarbonadas.



Amina

En las **amidas**, el hidroxilo de un grupo ácido carboxílico ha sido sustituido por un átomo de nitrógeno.



Amida

En la tabla 10.9 se recogen los grupos funcionales más comunes.

EJERCICIO RESUELTO 10.10

Identificación de grupos funcionales

Clasifica los siguientes compuestos orgánicos según sus grupos funcionales:

a. $CH_3—CH_2—NH—CH_3$

b. $CH_3—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—O—CH_2—CH_3$

c. $CH_3—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—OH$

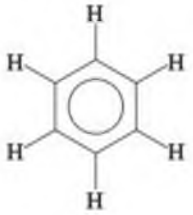
SOLUCIÓN

a. amina **b.** éster **c.** ácido carboxílico

¡AHORA TÚ!

¿En qué se diferencian un éster y un ácido carboxílico?

TABLA 10.9 Clasificación de los compuestos orgánicos

Clase	Ejemplo	Grupo funcional	Principales características
Alquenos	$H_2C{=}CH_2$	$>C{=}C<$	Enlace carbono-carbono doble
Alquinos	$HC{\equiv}CH$	$-C{\equiv}C-$	Enlace carbono-carbono triple
Aromáticos			Anillo de benceno (seis átomos de carbono unidos a seis átomos de hidrógeno)
Alcoholes	$CH_3{-}CH_2{-}OH$	$-OH$	Grupo hidroxilo ($-OH$)
Éteres	$CH_3{-}O{-}CH_3$	$-O-$	Átomo de oxígeno unido a dos carbonos
Tioles	$CH_3{-}SH$	$-SH$	Grupo -SH unido a un carbono
Aldehídos	$CH_3{-}\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}{-}H$	$-\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}{-}H$	Grupo carbonilo (carbono unido a oxígeno con un enlace doble) con $-H$
Cetonas	$CH_3{-}\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}{-}CH_3$	$-\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}-$	Grupo carbonilo (carbono unido a oxígeno con un enlace doble) unido a átomos de carbono
Ácidos carboxílicos	$CH_3{-}\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}{-}O{-}H$	$-\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}{-}O{-}H$	Grupo carboxilo (enlace doble carbono-oxígeno y un $-OH$)
Ésteres	$CH_3{-}\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}{-}O{-}CH_3$	$-\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}{-}O-$	Grupo carboxilo con el $-H$ sustituido por un carbono
Aminas	$CH_3{-}NH_2$	$-\overset{\|}{N}-$	Átomo de nitrógeno unido a uno o más grupos hidrocarbonados
Amidas	$CH_3{-}\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}{-}NH_2$	$-\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}{-}\overset{\|}{N}-$	Grupo carbonilo unido a nitrógeno

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Grupos funcionales

10.31 Indica el tipo de compuesto que determinan los siguientes grupos funcionales:
- **a.** un grupo hidroxilo unido a una cadena carbonada
- **b.** un enlace carbono-carbono doble
- **c.** un grupo carbonilo unido a un átomo de hidrógeno
- **d.** un grupo carboxilo unido a dos átomos de carbono

10.32 Indica el tipo de compuesto que determinan los siguientes grupos funcionales:
- **a.** un átomo de nitrógeno unido a uno o más átomos de carbono
- **b.** un grupo carboxilo
- **c.** un átomo de oxígeno unido a dos átomos de carbono
- **d.** un grupo carbonilo situado entre dos átomos de carbono

10.33 Clasifica las siguientes moléculas según su grupo funcional. Las posibilidades son: alcohol, éter, cetona, ácido carboxílico y amina.

a. $CH_3{-}CH_2{-}O{-}CH_2{-}CH_3$

b. $CH_3{-}\overset{OH}{\overset{|}{C}H}{-}CH_3$

c. $CH_3{-}\overset{O}{\overset{\|}{C}}{-}CH_2{-}CH_3$

d. $CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}COOH$

e. $CH_3{-}CH_2{-}NH_2$

10.34 Clasifica las siguientes moléculas según su grupo funcional. Las posibilidades son: alcohol, éter, cetona, ácido carboxílico y amina.

a. $CH_3-\overset{\overset{\large O}{\|}}{C}-O-CH_3$

b. $CH_3-\overset{\overset{\large O}{\|}}{C}-NH_2$

c. $CH_3-CH_2-CH_2-\overset{\overset{\large O}{\|}}{C}-H$

d. $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-COOH$

e. $CH_3-CH=CH-CH_3$

Química y medioambiente

Grupos funcionales en compuestos orgánicos habituales

El sabor y el olor de muchos alimentos y productos químicos que podemos encontrar en casa se deben a sus grupos funcionales. A la vez que se presentan estos productos habituales, trataremos de relacionarlos con los grupos funcionales que hemos estudiado.

El alcohol etílico es el alcohol que se encuentra en las bebidas alcohólicas. El alcohol isopropílico es un alcohol diferente, y generalmente se emplea para desinfectar la piel antes de administrar una inyección o para curar un corte.

CH_3-CH_2-OH
Alcohol etílico

$CH_3-\overset{\overset{\large OH}{|}}{CH}-CH_3$
Alcohol isopropílico

La acetona o dimetilcetona se sintetiza industrialmente en grandes cantidades. La acetona se utiliza como disolvente, ya que disuelve una gran variedad de compuestos orgánicos.

$CH_3-\overset{\overset{\large O}{\|}}{C}-CH_3$
Acetona

Las cetonas y los aldehídos se encuentran en muchos aromas, como la vainilla, la canela o la menta. En los frascos de aroma líquido que podemos comprar en el supermercado, estos aldehídos o cetonas de agradable olor se encuentran disueltos en alcohol, ya que no son muy solubles en agua. El butiraldehído (o aldehído butírico), por ejemplo, se usa como aditivo para proporcionar aroma de mantequilla a ciertos alimentos y a la margarina.

$CH_3-CH_2-CH_2-\overset{\overset{\large O}{\|}}{C}-H$
Butiraldehído (aroma de mantequilla)

El sabor amargo del vinagre, del zumo de algunas frutas o el dolor que sentimos cuando nos pica una hormiga, son debidos a ciertos ácidos carboxílicos. El ácido acético es el ácido carboxílico que encontramos en el vinagre. El ácido acetilsalicílico también es un ácido carboxílico. Los ésteres de las frutas son los responsables del agradable sabor y aroma de los plátanos, naranjas, peras o piñas. Los ésteres también se emplean como disolventes en muchos limpiadores domésticos y pegamentos.

$CH_3-\overset{\overset{\large O}{\|}}{C}-OH$
Ácido acético (vinagre)

$CH_3-\overset{\overset{\large O}{\|}}{C}-O-CH_2-CH_2-CH_3$
Acetato de propilo (peras)

CH_3-NH_2
Metilamina

$CH_3-\overset{\overset{\large O}{\|}}{C}-O-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$
Acetato de pentilo (plátanos)

Una de las características del pescado es su olor, debido a ciertas aminas que tienen un característico y desagradable olor y que se producen cuando las proteínas se descomponen.

$H_2N-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-NH_2$
Putrescina

$H_2N-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-NH_2$
Cadaverina

Los alcaloides son aminas biológicamente activas sintetizadas por las plantas para defenderse de los insectos y de los animales. La cafeína, la nicotina, la histamina, o el descongestivo efedrina son alcaloides. Muchos alcaloides son analgésicos o alucinógenos, como la morfina, el LSD, la marihuana y la cocaína. En ciertas partes de las neuronas existen receptores que responden frente a ciertos alcaloides. La modificación estructural de algunos de ellos permite eliminar sus efectos secundarios indeseables, lo que ha hecho posible la síntesis de analgésicos y medicamentos muy útiles como la procaína, la codeína o el diacepam.

MAPA CONCEPTUAL

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA ORGÁNICA: LOS ALCANOS

Compuestos orgánicos
- contienen → **Átomos de carbono**

Compuestos orgánicos
- tienen agrupaciones de átomos llamadas
- **Grupos funcionales**
- les confieren propiedades similares
- **Alquenos, Alquinos, Aromáticos, Alcoholes, Éteres, Tioles, Aldehídos, Cetonas, Ácidos carboxílicos, Ésteres, Amidas, Aminas**

Compuestos orgánicos
- generalmente son
- **No polares**
- poseen
- **Bajos puntos de fusión y ebullición**
- generalmente son
- **Insolubles en agua**
- y generalmente son
- **Inflamables**

Átomos de carbono
- forman → **Cuatro enlaces covalentes**
- y tienen → **Geometría tetraédrica**
- se representan mediante
- **Fórmulas expandidas y condensadas**
- se nombran con el
- **Sistema IUPAC**
- para los
- **Alcanos**
- se usa la terminación
- **ano**

¡DE UN VISTAZO!

10.1 Compuestos orgánicos

El objetivo es... identificar las propiedades características de los compuestos inorgánicos y orgánicos.

La mayoría de los compuestos orgánicos tienen enlaces covalentes y sus moléculas son no polares. Generalmente presentan puntos de fusión y de ebullición bajos, no son muy solubles en agua, liberan moléculas en disolución y arden vigorosamente en el aire. Por el contrario, muchos compuestos inorgánicos son iónicos o contienen enlaces polares y forman sustancias polares. Muchos de ellos poseen puntos de fusión y de ebullición altos, por lo general son solubles en agua, donde liberan iones, y no arden en el aire. Los átomos de carbono comparten cuatro electrones de valencia para formar cuatro enlaces covalentes. En la molécula orgánica más sencilla, el metano (CH_4), los cuatro enlaces entre los átomos de hidrógeno y el átomo de carbono están dirigidos a los vértices de un tetraedro, con ángulos de enlace de 109,5°.

10.2 Los alcanos

El objetivo es... escribir los nombres IUPAC y las fórmulas estructurales de los alcanos.

Los alcanos son hidrocarburos que solo tienen enlaces sencillos C—C. En sus fórmulas estructurales expandidas, cada trazo representa un enlace. En la fórmula estructural condensada se muestran grupos de átomos de carbono y de hidrógeno. En los cicloalcanos, los átomos de carbono forman un anillo o estructura cíclica. Se nombran colocando el prefijo *ciclo* delante del nombre del alcano que tenga el mismo número de átomos de carbono. El sistema IUPAC se emplea para nombrar los compuestos orgánicos de modo sistemático. El nombre IUPAC indica el número de átomos de carbono del compuesto.

10.3 Alcanos sustituidos

El objetivo es... nombrar y formular según la IUPAC alcanos sustituidos.

En los alcanos, los átomos de carbono están conectados entre sí formando una cadena y, también, están unidos a átomos de hidrógeno. Algunos de estos átomos de hidrógeno pueden ser sustituidos por grupos alquilo, entre otros. En el sistema IUPAC de nomenclatura, cuando hay átomos de halógeno unidos a la cadena principal como sustituyentes, se nombran como fluoro, cloro, bromo o yodo.

10.4 Propiedades de los alcanos

El objetivo es... conocer las propiedades de los alcanos y escribir reacciones de combustión ajustadas.

Los alcanos no son solubles en agua por ser moléculas no polares. Son compuestos menos densos que el agua. Debido a que sus interacciones intermoleculares son débiles, tienen puntos de fusión y de ebullición bajos. A pesar de que los enlaces C—C de los alcanos resisten la mayoría de las reacciones, los alcanos arden. Durante su combustión, reaccionan con oxígeno para producir dióxido de carbono, agua y energía.

10.5 Grupos funcionales

El objetivo es... clasificar las moléculas orgánicas según sus grupos funcionales.

Algunas moléculas orgánicas tienen grupos de átomos característicos, llamados grupos funcionales, que determinan la familia de compuestos a la que pertenece la molécula y su reactividad. Los grupos funcionales se utilizan como criterio para clasificar los compuestos orgánicos, son los puntos reactivos de la molécula y determinan el nombre sistemático de los compuestos orgánicos. Algunos de los grupos funcionales más comunes son el hidroxilo (—OH) de los alcoholes, el carbonilo (C=O) de los aldehídos y cetonas, un átomo de nitrógeno $\left(-\overset{|}{N}-\right)$ en las aminas, o un nitrógeno unido a un grupo carbonilo en las amidas.

NOMENCLATURA. RESUMEN

Familia	Ejemplo	Características	Estructura
Alcano	Propano	Enlaces sencillos C—C y C—H	$CH_3—CH_2—CH_3$
	2-Metilbutano		$CH_3—\overset{CH_3}{\overset{\vert}{C}}H—CH_2—CH_3$
	1-Cloropropano	Átomo de halógeno	$CH_3—CH_2—CH_2—Cl$
Cicloalcano	Ciclobutano	Anillo hidrocarbonado	

REACCIONES. RESUMEN

COMBUSTIÓN

$$\text{Alcano} + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O + \text{energía}$$

TÉRMINOS CLAVE

Ácidos carboxílicos Familia de compuestos orgánicos con el grupo funcional —COOH.

Alcano sustituido Hidrocarburo con un sustituyente en la cadena principal.

Alcanos Hidrocarburos que contienen enlaces simples entre los átomos de carbono.

Alcoholes Familia de compuestos orgánicos con un grupo hidroxilo (—OH) unido a un átomo de carbono.

Aldehídos Familia de compuestos orgánicos con un grupo carbonilo (C=O) unido, al menos, a un átomo de hidrógeno.

Alquenos Hidrocarburos con, al menos, un doble enlace carbono-carbono (C=C).

Alquinos Hidrocarburos con, al menos, un triple enlace carbono-carbono (C≡C).

Amidas Familia de compuestos orgánicos en los que el grupo hidroxilo de un ácido carboxílico ha sido sustituido por un grupo nitrogenado.

Aminas Familia de compuestos orgánicos con un átomo de nitrógeno unido a uno o más átomos de carbono.

Cetonas Familia de compuestos orgánicos con un grupo carbonilo unido a dos átomos de carbono.

Cicloalcano Alcano con estructura cíclica o forma de anillo.

Combustión Reacción química en la cual un alcano reacciona con oxígeno y produce CO_2, H_2O y energía.

Compuesto aromático Familia de compuestos con benceno. El benceno es un anillo de seis átomos de carbono, cada uno de los cuales está unido a un átomo de hidrógeno.

Compuestos orgánicos Compuestos constituidos por carbono y que, generalmente, tienen enlaces covalentes, forman moléculas no polares, tienen bajos puntos de fusión y de ebullición, son insolubles en agua e inflamables.

Ésteres Familia de compuestos orgánicos con el grupo —COO— y en el que uno de los átomos de oxígeno se une a un carbono.

Éteres Familia de compuestos orgánicos con un átomo de oxígeno unido a dos átomos de carbono.

Fórmula estructural condensada Fórmula estructural que muestra la disposición de los átomos de carbono de una molécula agrupándolos con los átomos de hidrógeno a los que están unidos (CH_3, CH_2 o CH).

Fórmula estructural expandida Fórmula estructural que muestra la disposición de los átomos representando cada enlace como C—H o C—C.

Grupo alquilo Alcano que ha perdido un átomo de hidrógeno. Los grupos alquilo se nombran como los alcanos, pero sustituyendo la terminación *ano* por *ilo*.

Grupo carbonilo Grupo funcional con un doble enlace entre un átomo de carbono y otro de oxígeno.

Grupo funcional Agrupación de átomos que determina las propiedades físicas y químicas y la nomenclatura de una familia de compuestos orgánicos.

Grupo hidroxilo Grupo funcional característico de los alcoholes (—OH).

Hidrocarburos Compuestos orgánicos constituidos exclusivamente por carbono e hidrógeno.

Isómeros Compuestos orgánicos con idénticas fórmulas moleculares pero con diferente disposición de sus átomos.

Ramificación o sustituyente Grupo de carbono halógeno enlazado a la cadena principal de carbono.

Sistema IUPAC Sistema de nomenclatura de los compuestos orgánicos establecido por la Internacional Union of Pure and Applied Chemistry.

Sustituyente Grupo de átomos unido a la cadena principal o a un anillo hidrocarbonado, como los grupos alquilo o los átomos de halógeno.

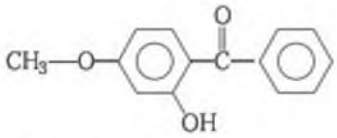
Tiol Familia de compuestos orgánicos con el grupo funcional —SH unido a un átomo de carbono.

COMPRENDER LOS CONCEPTOS

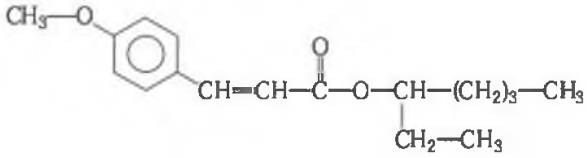
10.35 Las cremas de protección solar contienen compuestos que absorben la radicación UV, como la oxibenzona o el *p*-metoxicinamato de 2-etilhexilo.

Identifica el grupo funcional presente en los siguientes componentes de las cremas de protección solar:

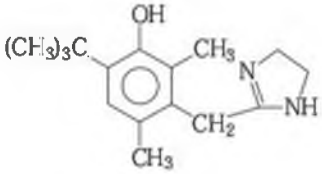
a oxibenzona



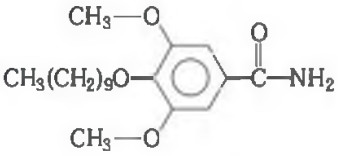
b *p*-metoxicinamato de 2-etilhexilo



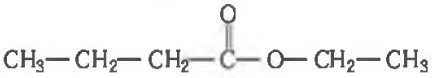
10.36 La oximetazolina es un vasoconstrictor que se emplea en algunos descongestionantes nasales. ¿Qué grupos funcionales tiene la oximetazolina?



10.37 La decimemida se emplea como anticonvulsivo. ¿Qué grupos funcionales tiene la decimemida?



10.38 El olor y el sabor característico de las piñas se debe al butirato de etilo. ¿Qué grupos funcionales tiene el butirato de etilo?



EJERCICIOS Y PROBLEMAS ADICIONALES

10.39 Compara los compuestos orgánicos e inorgánicos en términos de:
a. tipo de enlace **b.** solubilidad en agua
c. punto de fusión **d.** inflamabilidad

10.40 Clasifica los siguientes compuestos como orgánicos o inorgánicos:
a. Na_2SO_4 **b.** $CH_2{=}CH_2$
c. Cr_2O_3 **d.** $C_{12}H_{22}O_{11}$

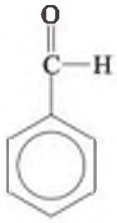
10.41 Indica si las siguientes propiedades son más características del butano (C_4H_{10}), usado como combustible en los mecheros, o del cloruro de potasio (KCl), que se utiliza como sustituto de la sal.

a. funde a −138 °C
b. arde vigorosamente en el aire
c. funde a 770 °C
d. libera iones en agua
e. gaseoso a temperatura ambiente

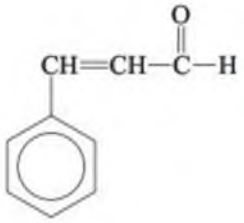
10.42 Indica si las siguientes propiedades son más características del ciclohexano C_6H_{12}, usado como disolvente en pinturas, o del nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$, que se emplea en fertilizantes, fuegos artificiales y explosivos.
a. solo tiene enlaces covalentes
b. soluble en agua
c. densidad = 0,78 g/ml
d. inflamable
e. electrolito fuerte

10.43 Identifica los grupos funcionales en los siguientes compuestos:

a.

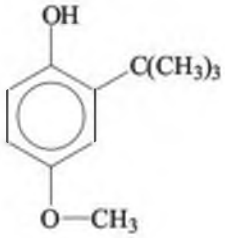


b.

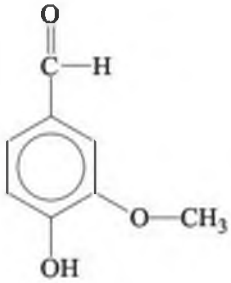


c. $CH_3{-}\overset{O}{\overset{\|}{C}}{-}\overset{O}{\overset{\|}{C}}{-}CH_3$

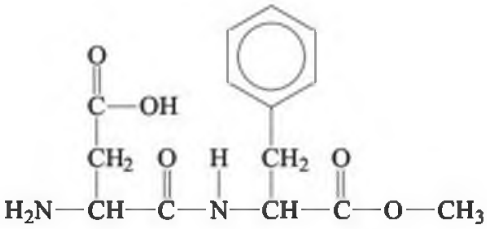
10.44 Identifica los grupos funcionales en los siguientes compuestos:
a. BHA, antioxidante utilizado como conservante en productos de panadería, mantequilla, carne y aperitivos



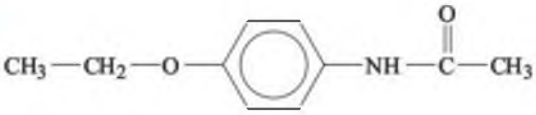
b. vainillina, aroma que se obtiene de las semillas de la vainilla



10.45 El edulcorante aspartamo está formado por dos aminoácidos: ácido aspártico y fenilalanina. Identifica los grupos funcionales en el aspartamo.



10.46 Algunos sustitutos del ácido acetilsalicílico contienen fenacetina. Identifica los grupos funcionales de la fenacetina.



10.47 Nombra los siguientes sustituyentes:

a. CH_3-

b. $CH_3-CH_2-CH_2-$

c. $Cl-$

10.48 Nombra los siguientes sustituyentes:

a. $Br-$

b. $CH_3-CH(CH_3)-$

c. CH_3-CH_2-

10.49 Nombra las siguientes moléculas según la IUPAC:

a. $CH_3-CH_2-C(CH_3)_2-CH_3$

b. CH_3-CH_2-Cl

c. $CH_3-CH_2-CH(CH_3)-CH_2-CH(Br)-CH_3$

d.

10.50 Nombra las siguientes moléculas según la IUPAC:

a.

b. $Cl-CH_2-CH(Br)-CH_2-Br$

c. $CH_3-CH(CH_3)-CH(CH_2-CH_2-CH_3)-CH_3$

d. $CH_3-CH_2-C(Cl)(CH_2-CH_3)-CH_2-CH_3$

10.51 Escribe las fórmulas estructurales condensadas de las siguientes moléculas:

a. 3-etilhexano

b. 2,3-dimetilpentano

c. 1,3-dicloro-3-metilheptano

10.52 Escribe las fórmulas estructurales condensadas de las siguientes moléculas:

a. etilciclopropano

b. metilciclohexano

c. isopropilciclopentano

10.53 Escribe la reacción ajustada de la combustión de los siguientes compuestos:

a. propano

b. C_5H_{12}

c. ciclobutano, C_4H_8

d. octano

e. $CH_3-CH=CH_2$

10.54 Escribe la reacción ajustada de la combustión de los siguientes compuestos:

a. hexano

b. $HC\equiv C-CH_2-CH_3$

c. ciclopentano, C_5H_{10}

d. 2-metilpropano

e. $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$

10.55 Identifica el grupo funcional de los siguientes compuestos:

a. CH_3-NH_2

b. $CH_3-C(OH)(CH_3)-CH_2-CH_3$

c. $CH_3-CH(CH_3)-C(=O)-O-CH_3$

d. $CH_3-CH(CH_3)-CH=CH_2$

10.56 Identifica el grupo funcional de los siguientes compuestos:

a. $CH_3-C\equiv CH$

b. $CH_3-O-CH_2-CH_3$

c. $CH_3-CH_2-CH_2-SH$

d. $CH_3-CH_2-C(=O)-H$

10.57 Para las siguientes definiciones, escoge uno de estos términos: alcano, alqueno, alquino, alcohol, éter, aldehído, cetona, ácido carboxílico, éster, amina, grupo funcional, isómeros.

a. Compuesto orgánico con un grupo hidroxilo unido a un átomo de carbono.

b. Hidrocarburo con uno o más enlaces carbono-carbono dobles.

c. Compuesto orgánico en el cual el átomo de carbono de un grupo carbonilo está unido a un átomo de hidrógeno.

d. Hidrocarburo que solo tiene enlaces carbono-carbono sencillos.

e. Compuesto orgánico en el cual el átomo de carbono de un grupo carbonilo está unido a un grupo hidroxilo.

f. Compuesto orgánico con un átomo de nitrógeno unido a uno o más átomos de carbono.

10.58 Para las siguientes definiciones, escoge uno de estos términos: alcano, alqueno, alquino, alcohol, éter, aldehído, cetona, ácido carboxílico, éster, amina, grupo funcional, isómeros.

a. Compuestos orgánicos con fórmulas moleculares idénticas pero que difieren en el orden en el que sus átomos están conectados.

b. Compuesto orgánico en el cual el átomo de hidrógeno de un grupo carboxilo se ha sustituido por un átomo de carbono.

c. Compuesto orgánico con un átomo de oxígeno unido a dos átomos de carbono.

d. Hidrocarburo con un enlace carbono-carbono triple.

e. Agrupación de átomos característica que hace que los compuestos de una familia se comporten y reaccionen de un modo determinado.
f. Compuesto orgánico en el cual el grupo carbonilo está unido a dos átomos de carbono.

10.59 Un depósito contiene 5,0 lb de propano.
a. Escribe la ecuación ajustada de la reacción de combustión completa del propano.
b. ¿Cuántos kilogramos de CO_2 se liberan en la combustión completa de todo el propano del depósito?

10.60 Un encendedor contiene 56,0 g de butano.
a. Escribe la ecuación ajustada de la reacción de combustión completa del butano.
b. ¿Cuántos gramos de oxígeno se necesitan para la combustión completa del butano del encendedor?

¡ACEPTA EL RETO!

10.61 El pentano, uno de los componentes de la gasolina, tiene una densidad de 0,63 g/ml. Su calor de combustión es de 845 kcal por mol.
a. Escribe la ecuación ajustada de la combustión completa del pentano.
b. ¿Cuál es el peso molecular del pentano?
c. ¿Cuánto calor se libera cuando arde completamente 1 galón de pentano? (1 galón = 3,78 litros)
d. ¿Cuántos litros de CO_2, medidos en condiciones estándar de presión y temperatura, se liberan en la combustión completa de 1 galón de pentano?

10.62 Escribe las fórmulas estructurales condensadas de dos ésteres y de un ácido carboxílico de fórmula $C_3H_6O_2$.

10.63 Escribe las fórmulas estructurales condensadas de los compuestos orgánicos con seis átomos de carbono y una cadena principal de cuatro.

10.64 Escribe las fórmulas estructurales condensadas de los compuestos orgánicos con cuatro átomos de carbono que tienen un anillo de tres eslabones y un grupo hidroxilo.

10.65 Considera el propano.
a. Escribe su fórmula estructural condensada.
b. Escribe la ecuación ajustada de la reacción de combustión completa del propano.
c. ¿Cuántos gramos de oxígeno se consumen en la combustión de 12,0 l de propano, medidos en condiciones estándar de presión y temperatura?
d. ¿Cuántos gramos de CO_2 se liberan en la reacción del apartado c?

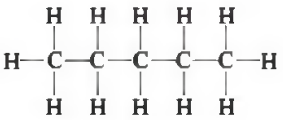
10.66 Considera el etilciclopentano.
a. Dibuja su fórmula geométrica.
b. Escribe la ecuación ajustada de la reacción de combustión completa del etilciclopentano.
c. ¿Cuántos gramos de oxígeno se consumen en la reacción de combustión de 25,0 g de etilciclopentano, medidos en condiciones estándar de presión y temperatura?
d. ¿Cuántos gramos de CO_2 se liberan en la reacción del apartado c?

10.67 En el motor de los coches, cuando la combustión de la gasolina es demasiado rápida, las bielas del motor producen un repiqueteo característico. El octanaje de la gasolina representa la capacidad de una mezcla de gasolina para reducir ese ruido. Para ello, se compara una muestra de gasolina con heptano, al cual se le asigna un valor cero ya que produce una detonación intensa, y con 2,2,4-trimetilpentano, que tiene un valor de 100 por su bajo poder detonante. Escribe la fórmula estructural condensada, la fórmula molecular y la ecuación ajustada para la reacción de combustión completa del 2,2,4-trimetilpentano.

RESPUESTAS

Respuestas de *¡Ahora tú!*

10.1 El octano no es soluble en agua, es un compuesto orgánico.

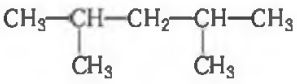
10.2


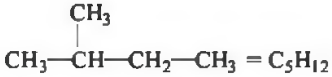
10.3 ciclobutano

10.4 Es otro isómero. Hay una cadena de cinco átomos de carbono con un grupo carbonado unido al carbono central (el tercero).

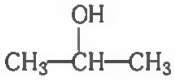
10.5 1,2-dicloropropano

10.6 1-cloro-2,4-dimetilhexano

10.7


10.8


10.9 $CH_3—CH_2—O—CH_3$ es un éter por tener el grupo funcional C—O—C; es un éter.



Tiene el grupo funcional —OH; es un alcohol.

10.10 Los ácidos carboxílicos tienen el grupo carboxilo, COOH. En los ésteres, el átomo de oxígeno del grupo carboxilo está unido a un átomo de carbono, no a uno de hidrógeno, como en los ácidos carboxílicos.

Respuestas de los *Ejercicios y problemas* seleccionados

10.1 **a.** inorgánico **b.** orgánico
c. orgánico **d.** inorgánico
e. inorgánico **f.** orgánico

10.3 **a.** inorgánico **b.** orgánico
c. orgánico **d.** inorgánico

10.5 **a.** etano **b.** etano
c. NaBr **d.** NaBr

10.7 Mediante la teoría de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (*valence-shell electron-pair repulsión*, VSEPR) se puede predecir que los cuatro enlaces del CH_4 se dispondrán lo más alejados posible, lo que implica que los átomos de hidrógeno se disponen en los vértices de un tetraedro.

10.9 **a.** pentano **b.** etano **c.** hexano

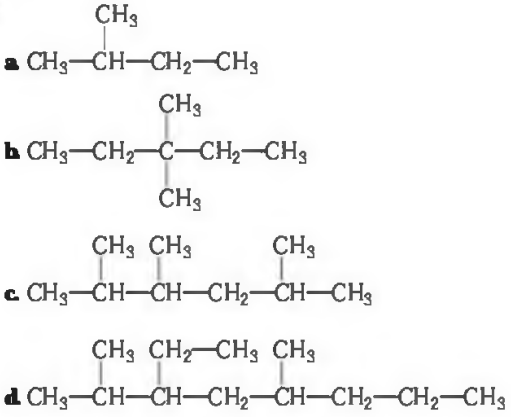
10.11 **a.** CH_4 **b.** $CH_3—CH_3$
c. $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$
d.

10.13 **a.** son la misma molécula
b. isómeros de fórmula C_5H_{12}
c. isómeros de fórmula C_6H_{14}

10.15 **a.** 2-metilbutano
b. 2,2-dimetilpropano
c. 2,3-dimetilpentano
d. 4-etil-2,2-dimetilhexano

10.17 **a.** ciclobutano
b. metilciclopentano
c. etilciclohexano

10.19

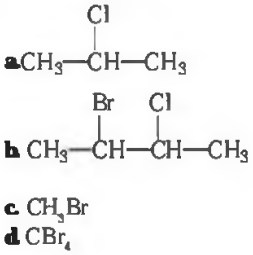


10.21 **a.**

b.

10.23 **a.** bromoetano **b.** 1-fluoropropano
c. 2-cloropropano **d.** triclorometano

10.25



10.27 **a.** $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$
b. líquido
c. insoluble en agua
d. flota

10.29 **a.** $2C_2H_6 + 7O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 6H_2O$
b. $2C_3H_8 + 9O_2 \longrightarrow 6CO_2 + 6H_2O$
c. $2C_8H_{18} + 25O_2 \longrightarrow 16CO_2 + 18H_2O$
d. $C_6H_{12} + 9O_2 \longrightarrow 6CO_2 + 6H_2O$

10.31 **a.** alcohol
b. alqueno
c. aldehído
d. éster

10.33 **a.** éter
b. alcohol
c. cetona
d. ácido carboxílico
e. amina

10.35 **a.** aromático, éter, alcohol, cetona
b. aromático, éter, alqueno, cetona

10.37 aromático, éter, amida

10.39 **a.** Los compuestos orgánicos poseen fundamentalmente enlaces covalentes, mientras que los compuestos inorgánicos tienen enlaces iónicos y covalentes polares y solo algunos compuestos inorgánicos poseen enlaces covalentes no polares.
b. La mayoría de los compuestos orgánicos son insolubles en agua, mientras que, por lo general, los compuestos inorgánicos son solubles en agua.
c. La mayoría de los compuestos orgánicos tiene puntos de fusión bajos; generalmente, los compuestos inorgánicos tienen puntos de fusión elevados.
d. La mayoría de los compuestos orgánicos son inflamables; por lo general, los compuestos inorgánicos no son inflamables.

10.41 **a.** butano
b. butano
c. cloruro de potasio
d. cloruro de potasio
e. butano

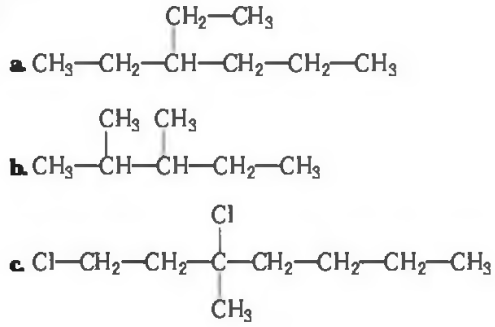
10.43 **a.** aldehído, aromático
b. alqueno, aldehído, aromático
c. cetona

10.45 ácido carboxílico, aromático, amina, amida, éster

10.47 **a.** metilo
b. propilo
c. cloro

10.49 **a.** 2,2-dimetilbutano
b. cloroetano
c. 2-bromo-4-etilhexano
d. ciclohexano

10.51



10.53 **a.** $C_3H_8 + 5O_2 \longrightarrow 3CO_2 + 4H_2O$
b. $C_5H_{12} + 8O_2 \longrightarrow 5CO_2 + 6H_2O$
c. $C_4H_8 + 6O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 4H_2O$
d. $2C_8H_{18} + 25O_2 \longrightarrow 16CO_2 + 18H_2O$
e. $2C_3H_6 + 9O_2 \longrightarrow 6CO_2 + 6H_2O$

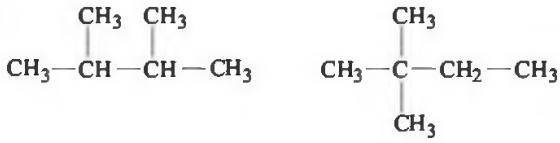
10.55 **a.** amina
b. alcohol
c. éster
d. alqueno

10.57 **a.** alcohol
b. alqueno
c. aldehído
d. alcano
e. ácido carboxílico
f. amina

10.59 **a.** $C_3H_8 + 5O_2 \longrightarrow 3CO_2 + 4H_2O$
b. 6,8 kg de CO_2

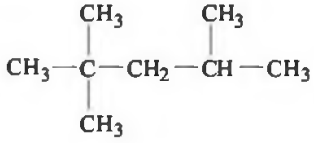
10.61 **a.** $C_5H_{12} + 8O_2 \longrightarrow 5CO_2 + 6H_2O$
b. 72,0 g/mol
c. $2{,}8 \times 10^4$ kcal
d. $3{,}7 \times 10^3$ l de CO_2 en condiciones estándar

10.63



10.65 **a.** $CH_3—CH_2—CH_3$
b. $C_3H_8 + 5O_2 \longrightarrow 3CO_2 + 4H_2O$
c. 85,7 g de O_2
d. 70,0 g de CO_2

10.67 Fórmula estructural condensada



Fórmula molecular C_8H_{18}

$2C_8H_{18} + 25O_2 \longrightarrow 16CO_2 + 18H_2O$

11 Hidrocarburos insaturados

EN ESTA UNIDAD...

11.1 Alquenos y alquinos

11.2 Isómeros cis-trans

11.3 Reacciones de adición

11.4 Polímeros de los alquenos

11.5 Compuestos aromáticos

«Las dentaduras postizas reemplazan a los dientes que se han perdido por extracción, por caries, por problemas en las encías o por golpes», dice la Dra. Irene Hilton, dentista en la Clínica De La Raza. «En primer lugar, se realiza un molde de los dientes usando alginato, un polisacárido extraído de las algas marinas. Después, se mezcla el compuesto con agua y se pone el material gelatinoso en la boca del paciente, donde se transforma en un material duro, tipo cemento. El molde se llena con escayola ($CaSO_4$) y agua, formándose un sólido en el que se pueden colocar dientes hechos de plástico o de porcelana. Cuando se consigue una buena semejanza con los dientes propios del paciente, se prepara una dentadura preliminar hecha con cera. Esta se coloca en la boca del paciente para comprobar la capacidad de morder y ajustar la posición de los dientes postizos. A continuación, se realiza la dentadura permanente con un polímero plástico rígido (metacrilato de metilo)».

the Chemistry place

Visita **www.chemplace.com** y encontrarás cuestiones adicionales, tutoriales interactivos, información profesional, diapositivas en PowerPoint para repasar el capítulo, ayuda para resolver las operaciones matemáticas y casos prácticos.

En el capítulo 10, se han estudiado los alcanos, hidrocarburos que contienen únicamente enlaces sencillos. En este capítulo se estudiarán los hidrocarburos que contienen dobles o triples enlaces entre átomos de carbono. Cuando se guisa con aceites vegetales como el aceite de maíz, el de girasol o el de oliva se están empleando compuestos orgánicos denominados lípidos, que pueden tener uno o más dobles enlaces en sus largas cadenas carbonadas. Las grasas animales también tienen largas cadenas de átomos de carbono, pero con menor número de dobles enlaces. Si se comparan los dos tipos de grasas, se encuentran diferencias considerables en sus propiedades físicas y químicas. Los aceites vegetales son líquidos a temperatura ambiente, mientras que las grasas animales son sólidas. Debido a que los dobles enlaces son muy reactivos, los aceites se oxidan con mayor facilidad con el oxígeno del aire, especialmente a temperaturas altas, formando productos que tienen olores rancios y desagradables. Las grasas que tienen mayoritariamente enlaces sencillos son más resistentes a estas reacciones.

11.1 ALQUENOS Y ALQUINOS

EL OBJETIVO ES...

identificar fórmulas estructurales como alquenos, cicloalquenos y alquinos y escribir sus nombres IUPAC o vulgares.

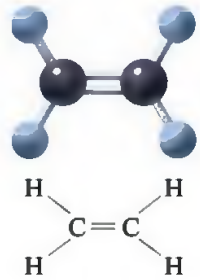
Los alquenos y los alquinos forman familias de hidrocarburos que contienen dobles y triples enlaces, respectivamente. Se denominan **hidrocarburos insaturados** debido a que no contienen el número máximo de átomos de hidrógeno, como ocurre en el caso de los alcanos. Reaccionan con hidrógeno gaseoso para aumentar su número de hidrógenos y transformarse en alcanos, que son **hidrocarburos saturados**, debido a que contienen el número máximo de átomos de hidrógeno.

Cómo identificar alquenos y alquinos

Los **alquenos** contienen uno o más dobles enlaces carbono-carbono, que se forman cuando dos átomos de carbono adyacentes comparten dos pares de electrones de valencia. Conviene recordar que un átomo de carbono siempre forma cuatro enlaces covalentes. En el alqueno más sencillo, el eteno, C_2H_4, hay dos átomos de carbono unidos por un doble enlace y cada uno de ellos está unido además a dos átomos de hidrógeno. La molécula de eteno es plana debido a que los átomos de carbono e hidrógeno están todos en el mismo plano (fig. 11.1).

El eteno, vulgarmente denominado etileno, es una importante feromona de las plantas involucrada en el fomento de la maduración de las frutas. La fruta que se cultiva con fines comerciales, como aguacates, plátanos y tomates, se recolecta a menudo antes de madurar. Antes de que la fruta llegue al mercado, se expone a vapores de etileno para acelerar el proceso de maduración. El etileno también acelera la ruptura de la celulosa en plantas, lo que hace que las flores se marchiten y se caigan las hojas de los árboles.

En un **alquino**, se forma un triple enlace cuando dos átomos de carbono comparten tres pares de electrones de valencia. En el alquino más sencillo, el etino (C_2H_2), cada uno de los dos átomos de carbono del enlace triple está unido a un átomo de hidrógeno para dar una geometría lineal. El etino, conocido por el nombre vulgar de acetileno, se emplea en las soldaduras, en donde reacciona con el oxígeno para formar llamas con una temperatura superior a 3300 °C.



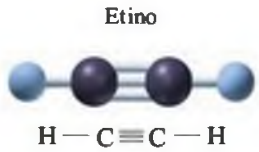


FIGURA 11.1 Modelos moleculares de barras y bolas del eteno y el etino en los que pueden verse los grupos funcionales de los enlaces dobles y triples.

P ¿Por qué se llaman estos compuestos hidrocarburos insaturados?

EJERCICIO RESUELTO 11.1

Identificación de compuestos insaturados

Clasifica cada una de las siguientes fórmulas estructurales condensadas, como alcano, alqueno o alquino:

a. $CH_3—C{\equiv}C—CH_3$ **b.** $CH_3—CH_2—CH_3$

c. $CH_3—CH_2—C(CH_3)=CH—CH_2—CH_3$

SOLUCIÓN

La fórmula estructural condensada con un doble enlace es un alqueno y la que tiene un triple enlace es un alquino.

a. alquino **b.** alcano **c.** alqueno

¡AHORA TÚ!

Clasifica cada una de las siguientes fórmulas como alcano, alqueno o alquino:

a. $CH_3—CH_2—CH{=}CH_2$

b. $CH_3—C{\equiv}C—CH_3$

WEB TUTORIAL
Organic Molecules and Isomers
Introduction to Organic Molecules

Cómo nombrar alquenos y alquinos

Los nombres IUPAC para los alquenos y los alquinos son similares a los de los alcanos.

Cuando se nombran alquenos y alquinos con sustituyentes, la cadena carbonada más larga debe contener el doble enlace o el triple.

Paso 1 **Nombrar la cadena hidrocarbonada más larga que contenga el doble o el triple enlace.** Sustituye la terminación correspondiente al alcano por *eno* en el caso de un alqueno y por *ino* en el caso de un alquino. Los alquenos cíclicos se nombran como *cicloalquenos*.

Paso 2 **Numerar la cadena más larga a partir del extremo más cercano al doble o triple enlace.** Indica la posición del doble o triple enlace, empleando el número más bajo.

$\underset{4}{CH_3}—\underset{3}{CH_2}—\underset{2}{CH}=\underset{1}{CH_2}$ 1-Buteno

$\underset{1}{CH_3}—\underset{2}{CH}=\underset{3}{CH}—\underset{4}{CH_3}$ 2-Buteno

$\underset{1}{CH_3}—\underset{2}{C}\equiv\underset{3}{C}—\underset{4}{CH_3}$ 2-Butino

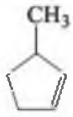
Los alquenos o alquinos con dos o tres átomos de carbono no necesitan el número. Por ejemplo, el doble enlace en el propeno debe estar entre el carbono 1 y el carbono 2, lo que puede escribirse como $CH_2{=}CH—CH_3$ o $CH_3—CH{=}CH_2$.

Paso 3 **Dar la localización y el nombre de cada sustituyente (en orden alfabético) como prefijo al nombre del alqueno o alquino.** Para los *cicloalquenos*, el doble enlace se encuentra siempre entre los carbonos 1 y 2, y el anillo se numera de forma que los sustituyentes tengan los números más bajos posibles.

$\underset{1}{CH_3}—\underset{2}{C}(CH_3)=\underset{3}{C}(CH_3)—\underset{4}{CH_3}$ 2,3-Dimetil-2-buteno

$\underset{4}{CH_3}—\underset{3}{CH}(Cl)—\underset{2}{C}\equiv\underset{1}{CH}$ 3-Cloro-1-butino

Ciclobuteno



3-Metilciclopenteno

Maduración de la fruta

Consigue dos plátanos verdes sin madurar. Mete uno de ellos en una bolsa de plástico y ciérrala herméticamente. Deja los dos plátanos en el aparador. Comprueba dos veces al día el estado de los plátanos para observar cualquier diferencia en el proceso de maduración.

PREGUNTAS

1. ¿Qué compuesto colabora en la maduración de los plátanos?
2. ¿Cuáles son las posibles razones para explicar la diferencia en la velocidad de maduración?
3. Si se desea que madure un aguacate, ¿qué procedimiento se usaría?

En la tabla 11.1 se comparan los nombres de alcanos, alquenos y alquinos.

TABLA 11.1 Comparación de los nombres de alcanos, alquenos y alquinos

Alcano	Alqueno	Alquino
$H_3C—CH_3$	$H_2C=CH_2$	$HC\equiv CH$
Etano	Eteno (etileno)	Etino (acetileno)
$CH_3—CH_2—CH_3$	$CH_3—CH=CH_2$	$CH_3—C\equiv CH$
Propano	Propeno	Propino

EJERCICIO RESUELTO 11.2

■ **Escribir el nombre IUPAC de cada una de las siguientes moléculas:**

a. $CH_3—\overset{\overset{CH_3}{|}}{C}H—CH=CH—CH_3$ **b.** $CH_3—CH_2—C\equiv C—CH_2—CH_3$

SOLUCIÓN

a. Paso 1 **Nombrar la cadena hidrocarbonada más larga que contenga el doble o el triple enlace.** Hay cinco átomos de carbono en la cadena de carbonos más larga que contiene el doble enlace. Sustituyendo la terminación correspondiente al alcano por *eno* queda *penteno*.

Paso 2 **Numerar la cadena más larga a partir del extremo más cercano al doble o triple enlace.** Para indicar la posición del doble enlace, se emplea el número del primer carbono.

$$\underset{5}{CH_3}—\overset{\overset{CH_3}{|}}{\underset{4}{C}}H—\underset{3}{C}H=\underset{2}{C}H—\underset{1}{C}H_3 \qquad \text{2-Penteno}$$

Paso 3 **Dar la localización y el nombre de cada sustituyente (en orden alfabético) como prefijo al nombre del alqueno o alquino.** El grupo metilo está localizado en el carbono 4.

$$\underset{5}{CH_3}—\overset{\overset{CH_3}{|}}{\underset{4}{C}}H—\underset{3}{C}H=\underset{2}{C}H—\underset{1}{C}H_3 \qquad \text{4-Metil-2-penteno}$$

b. Paso 1 **Nombrar la cadena hidrocarbonada más larga que contenga el doble o el triple enlace.** Hay seis átomos de carbono en la cadena de carbonos más larga que contiene el triple enlace. Sustituyendo la terminación correspondiente al alcano por *ino* queda *hexino*.

Paso 2 **Numerar la cadena más larga a partir del extremo más cercano al doble o triple enlace.** Para indicar la posición del triple enlace, se emplea el número del primer carbono.

$$\underset{1}{C}H_3—\underset{2}{C}H_2—\underset{3}{C}\equiv\underset{4}{C}—\underset{5}{C}H_2—\underset{6}{C}H_3 \qquad \text{3-Hexino}$$

Paso 3 **Dar la localización y el nombre de cada sustituyente (en orden alfabético) como prefijo al nombre del alqueno o alquino.** No hay sustituyentes en esta fórmula.

¡AHORA TÚ!

Dibuja las fórmulas estructurales condensadas correspondientes a los siguientes nombres:

a. 2-pentino **b.** 5-cloro-1-penteno

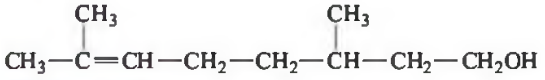
Guía para nombrar alquenos y alquinos

1. Nombrar la cadena hidrocarbonada más larga que contenga el doble o el triple enlace
2. Numerar la cadena más larga a partir del extremo más cercano al doble o triple enlace
3. Dar la localización y el nombre de cada sustituyente (en orden alfabético) como prefijo al nombre, si es necesario

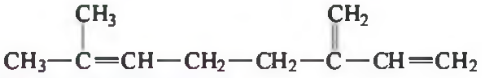
Química y medioambiente

Alquenos con aroma

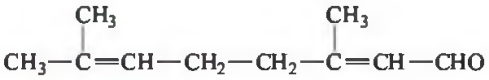
Los olores que se asocian con los limones, naranjas, rosas o lavanda se deben a compuestos volátiles sintetizados en las plantas. A menudo se trata de un compuesto insaturado, que es el responsable de los aromas y fragancias de muchas frutas y flores. Han sido de los primeros tipos de compuestos naturales que se han extraído de las plantas. En la antigüedad, se valoraban mucho sus formas puras. El limoneno y el mirceno proporcionan sus olores y sabores característicos a los limones y a las hojas de laurel, respectivamente. El geraniol y el citronelal dan a las rosas y a la hierba limón sus aromas característicos, respectivamente. En la industria de la alimentación y en perfumería, se extraen o se sintetizan estos compuestos para usarlos como aromatizantes o perfumes.



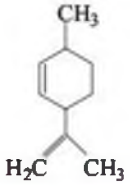
Geraniol (rosas)



Mirceno (hojas de laurel)



Citronelal (hierba limón)



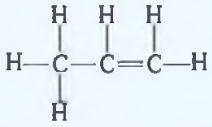
Limoneno (limones)

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Alquenos y alquinos

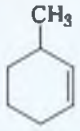
11.1 Identifica las siguientes fórmulas como alcanos, alquenos, cicloalquenos o alquinos:

a.



b. $CH_3—CH_2—C{\equiv}C—H$

c.

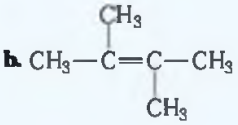


d. $CH_2{=}CH—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$

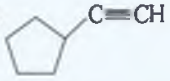
11.2 Identifica las siguientes fórmulas como alcanos, alquenos, cicloalquenos o alquinos:

a.

b.



c.



d. $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$

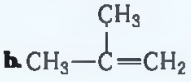
11.3 Compara las fórmulas estructurales condensadas del propeno y el propino.

11.4 Compara las fórmulas estructurales condensadas del 1-butino y 2-butino.

11.5 Indica el nombre IUPAC de cada una de las siguientes fórmulas:

a. $CH_2{=}CH_2$

b.



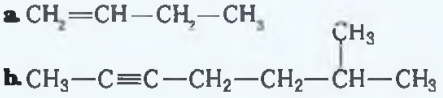
c. $CH_3—CH_2—C{\equiv}C—CH_3$

d.

11.6 Indica el nombre IUPAC de cada una de las siguientes fórmulas:

a. $CH_2{=}CH—CH_2—CH_3$

b.



c.

d. $CH_3—CH_2—CH=CH—CH_3$

11.7 Dibuja la fórmula estructural condensada correspondiente a cada uno de los siguientes nombres:
a. propeno
b. 1-penteno
c. 2-metil-1-buteno
d. ciclohexano
e. 1-butino
f. 1-bromo-3-hexino

11.8 Dibuja la fórmula estructural condensada correspondiente a cada uno de los siguientes nombres:
a. ciclopentano
b. 3-metil-1-butino
c. 3,4-dimetil-1-penteno
d. ciclobuteno
e. propino
f. 2-metil-2-hexeno

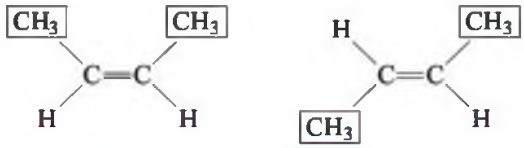
11.2 ISÓMEROS CIS-TRANS

EL OBJETIVO ES...

escribir las fórmulas estructurales condensadas y los nombres para los isómeros cis-trans de los alquenos.

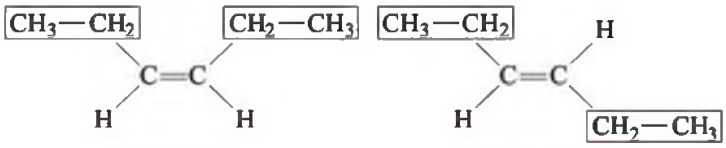
En los alquenos, no hay rotación alrededor de los carbonos unidos por el doble enlace. (V. «Investiga tu entorno: Modelos de los isómeros cis-trans»). Como el doble enlace es rígido, los grupos unidos a los átomos de carbono del doble enlace están en un lado o en el otro del mismo. En un **isómero cis,** los átomos de hidrógeno están al mismo lado del doble enlace. En el **isómero trans** los átomos de hidrógeno se encuentran en lados opuestos. Por ejemplo, pueden escribirse isómeros cis-trans para el 2-buteno (fig. 11.2). En el isómero cis, los átomos de hidrógeno están al mismo lado. Esto también quiere decir que los carbonos de los extremos de la cadena aparecen como grupos CH_3 en el otro lado. En el isómero trans, los átomos de hidrógeno están en lados opuestos del doble enlace, y lo mismo los grupos CH_3. Debido a que los grupos unidos al doble enlace no pueden rotar, esta molécula tiene dos posibles estructuras o isómeros que se indican en el nombre utilizando los prefijos *cis* o *trans*.

En general, los isómeros trans son más estables que sus homólogos cis debido a que los grandes grupos unidos al doble enlace se encuentran más alejados. Los isómeros cis y trans del 2-buteno son compuestos distintos con propiedades físicas diferentes, como los puntos de fusión y ebullición, así como diversas propiedades químicas.



cis-2-Buteno (p.f. –139 °C; p. eb. 3,7 °C) — *trans*-2-Buteno (p.f. –106 °C; p. eb. 0,3 °C)

Siempre que los grupos unidos al doble enlace sean diferentes, el alqueno poseerá isómeros cis-trans. Otro ejemplo de isómeros cis-trans sería:



cis-3-Hexeno — *trans*-3-Hexeno

Un alqueno no tiene isómeros cis-trans si hay grupos idénticos unidos a cualquiera de los átomos de carbono del doble enlace. Por ejemplo, en el 1-buteno hay dos átomos de hidró-

the Chemistry place
WEB TUTORIAL
Geometric Isomers

cis-2-Buteno

trans-2-Buteno

FIGURA 11.2 Modelos de barras y bolas de los isómeros cis y trans del 2-buteno.

P ¿Qué característica del 2-buteno es la responsable de los isómeros cis y trans?

Investiga tu entorno

Modelos de los isómeros cis-trans

Dado que la isomería cis-trans es algo difícil de imaginar, he aquí algunas cosas que pueden hacerse para entender la diferencia entre la rotación alrededor de un enlace sencillo en comparación con un doble enlace y cómo afecta a los grupos que se encuentran unidos a los átomos de carbono del doble enlace.

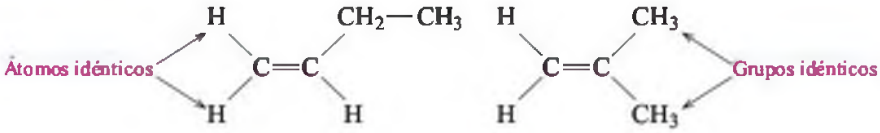
Junta las yemas de los dedos índices de las dos manos. Esto es un modelo de un enlace sencillo. Consideremos que los dedos índices son un par de átomos de carbono, mientras que los pulgares y el resto de los dedos son las otras partes de la cadena carbonada. Manteniendo el contacto de los dedos índices, gira las manos y cambia la posición relativa de los pulgares, cada uno con respecto al otro. Comprueba que también cambia la relación entre los otros dedos de cada mano.

Junta ahora las yemas de los dedos índice y corazón de cada mano en un modelo de doble enlace. Si al igual que antes, giramos las manos para alejar los pulgares, ¿qué ocurre? ¿Se puede cambiar la posición relativa de los pulgares entre sí sin romper el doble enlace? La dificultad para mover las manos con dos dedos tocándose representa la falta de rotación alrededor de un doble enlace. Se tiene un modelo de un isómero cis cuando ambos pulgares apuntan en la misma dirección. Si se gira una de las manos de forma que uno de los pulgares apunte hacia arriba y el otro hacia abajo, se tiene el modelo del isómero trans.

Manos cis (pulgares/dedos cis)

Manos trans (pulgares/dedos trans)

geno en el carbono 1. En el 2-metil-1-propeno, hay grupos idénticos en ambos átomos de carbono en el doble enlace. Los alquinos no tienen isómeros cis-trans debido a que los carbonos del triple enlace están unidos solamente a un grupo cada uno.



1-Buteno 2-Metil-1-propeno

EJERCICIO RESUELTO 11.3

Identificar isómeros cis-trans

Identifica los siguientes isómeros como cis o trans.

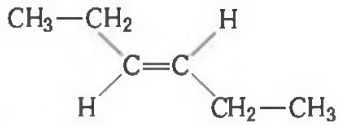
SOLUCIÓN

a. Este es un isómero cis porque los dos átomos de hidrógeno del doble enlace están en el mismo lado.

b. Este es un isómero trans porque los dos átomos de hidrógeno están en lados opuestos del doble enlace.

¡AHORA TÚ!

El siguiente compuesto, ¿es el *cis*-3-hexeno o el *trans*-3-hexeno?

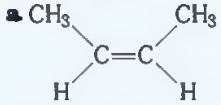


EJERCICIOS Y PROBLEMAS

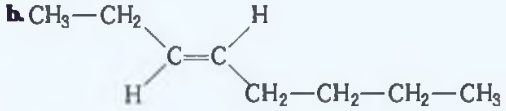
Isómeros cis-trans

11.9 Escribe el nombre IUPAC de cada uno de los siguientes compuestos, utilizando los prefijos cis o trans:

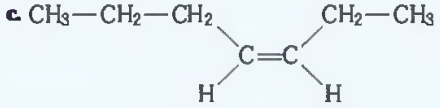
a.



b.

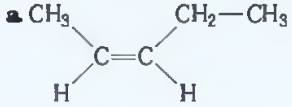


c.

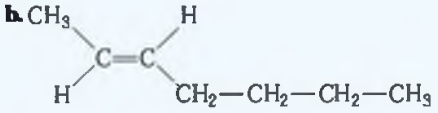


11.10 Escribe el nombre IUPAC de cada uno de los siguientes compuestos, utilizando los prefijos cis o trans:

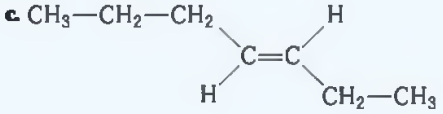
a.



b.



c.



11.11 Dibuja las formulas estructurales condensadas de cada uno de los siguientes compuestos:

a. *trans*-2-buteno
b. *cis*-2-penteno
c. *trans*-3-hepteno

11.12 Dibuja las formulas estructurales condensadas de cada uno de los siguientes compuestos:

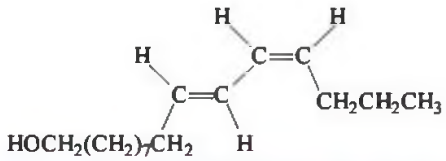
a. *cis*-3-hexeno
b. *trans*-2-penteno
c. *cis*-4-octeno

Química y medioambiente

Feromonas y comunicación en los insectos

Los insectos y muchos otros organismos emiten cantidades muy pequeñas de unos compuestos químicos llamados feromonas. Los insectos usan las feromonas para enviar mensajes a los individuos de la misma especie. Algunas feromonas avisan de peligros, otras llaman a la defensa, marcan un camino o atraen al sexo opuesto. En los últimos 40 años, se han determinado las estructuras químicas de muchas feromonas. Una de las más estudiadas es el bombikol, feromona sexual producida por la hembra de la mariposa de las especies del gusano de la seda. La molécula del bombikol es una cadena de 16 carbonos con un doble enlace cis, un doble enlace trans y un grupo alcohol. Unas pocas moléculas de bombikol sintético atraen a las mariposas macho del gusano de la seda que se encuentran a distancias de hasta un kilómetro. La efectividad de muchas de estas feromonas depende de la configuración cis o trans de los dobles enlaces de la molécula. Una cierta especie puede responder a uno de los isómeros pero no al otro.

Los científicos están interesados en sintetizar feromonas para usarlas como alternativas no tóxicas a los pesticidas. En una trampa, el bombikol puede usarse para aislar a las mariposas macho del gusano de la seda. Cuando se libera una feromona sintética en varias zonas de un campo de cultivo, los machos no pueden localizar a las hembras, lo que interrumpe el ciclo reproductivo. Esta técnica se ha empleado con éxito en el control de la mariposa oriental de la fruta, la polilla de las parras y la lagarta rosa (gusano del algodón).



Bombikol, atrayente sexual de la mariposa del gusano de seda

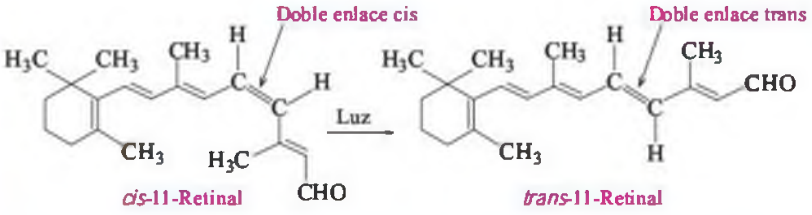
Química y salud

Isómeros cis-trans para la visión nocturna

Las retinas de los ojos están formadas por dos tipos de células: bastones y conos. Los bastones del borde de la retina permiten la visión con luz tenue, y los conos, en el centro, proporcionan la visión con luz brillante. En los bastones, hay una sustancia llamada rodopsina que absorbe luz. La rodopsina está formada por *cis*-11-retinal, un compuesto insaturado, unido a una proteína. Cuando la rodopsina absorbe luz, el isómero *cis*-11-retinal se transforma en el isómero trans, lo que modifica su forma. La forma trans no se acopla bien con la proteína, y se separa de ella. El cambio del isómero cis al trans y su separación de la proteína genera una señal eléctrica que el cerebro transforma en una imagen.

Una enzima (isomerasa) convierte de nuevo el isómero trans en el isómero *cis*-11-retinal, volviéndose a formar la rodopsina. Si hay deficiencia de rodopsina en los bastones de la retina, puede darse la ceguera nocturna. Una causa habitual es la falta de vitamina A en la dieta. En nuestra dieta obtenemos la vitamina A a partir de pigmentos de plantas que contienen β-caroteno, el cual se encuentra en alimentos tales como zanahorias, calabacines y espinacas. En el intestino delgado, el β-caroteno se convierte en vitamina A, que puede transformarse en *cis*-11-retinal o almacenarse en el hígado para su uso futuro. Sin una cantidad suficiente de retinal, no se forma la cantidad de rodopsina necesaria para que podamos ver adecuadamente con luz tenue.

ISÓMEROS CIS-TRANS DEL RETINAL



EL OBJETIVO ES...

escribir las fórmulas estructurales condensadas y los nombres de los productos orgánicos de las reacciones de adición de los alquenos y alquinos.

11.3 REACCIONES DE ADICIÓN

Para los alquenos y alquinos, la reacción más característica es la **adición** de átomos o grupos de átomos a los carbonos del enlace doble o triple. La adición tiene lugar porque los dobles y triples enlaces se rompen con facilidad, proporcionando electrones para formar nuevos enlaces sencillos.

Las reacciones de adición tienen nombres diferentes que dependen del tipo de reactivo que se adiciona al alqueno, como se indica en la tabla 11.2.

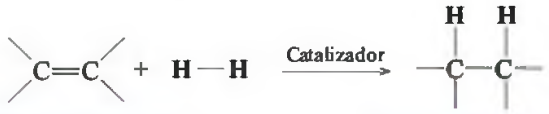
TABLA 11.2 Resumen de reacciones de adición

Nombre de la reacción de adición	Reactivos	Catalizadores	Productos
Hidrogenación	Alqueno + H_2	Pt, Ni, Pd	Alcano
	Alquino + H_2	Pt, Ni, Pd	Alcano
Hidratación	Alqueno + H_2O	H^+ (ácido fuerte)	Alcohol

Hidrogenación

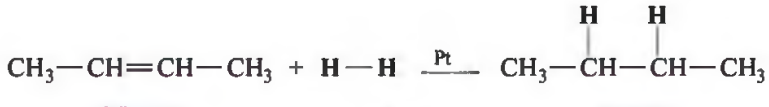
En una reacción de **hidrogenación**, se adicionan dos átomos de hidrógeno a los carbonos de un doble enlace de un alqueno para formar un alcano. Durante la hidrogenación, los dobles

enlaces se transforman en sencillos. Se emplea un catalizador como el platino (Pt), níquel (Ni) o paladio (Pd) para acelerar la reacción. La ecuación general para la hidrogenación puede escribirse de la siguiente manera:

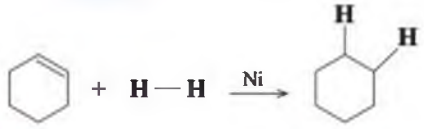


Doble enlace (alqueno) Enlace sencillo (alcano)

A continuación se presentan algunos ejemplos de hidrogenación de alquenos:

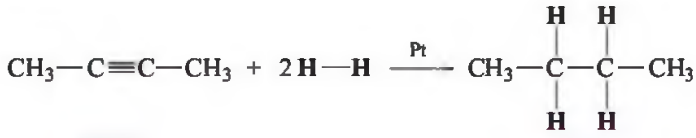


2-Buteno Butano



Ciclohexeno Ciclohexano

La hidrogenación de los alquinos emplea dos moléculas de hidrógeno (H_2) para formar el producto, que es un alcano.



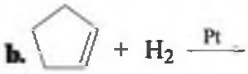
2-Butino Butano

EJERCICIO RESUELTO 11.4

Escribir ecuaciones de hidrogenación

Escribe la fórmula estructural condensada del producto de las siguientes reacciones de hidrogenación:

a. $CH_3—CH=CH_2 + H_2 \xrightarrow{Pt}$

b.  $+ H_2 \xrightarrow{Pt}$

c. $HC\equiv CH + 2H_2 \xrightarrow{Ni}$

SOLUCIÓN

En una reacción de adición, se adiciona hidrógeno al doble o triple enlace para dar un alcano.

a. $CH_3—CH_2—CH_3$ **b.** **c.** $H_3C—CH_3$

¡AHORA TÚ!

Dibuja la fórmula estructural condensada del producto de la hidrogenación de 2-metil-1-buteno, empleando platino como catalizador.

Investiga tu entorno

Insaturación en grasas y aceites

Lee las etiquetas de algunos recipientes de aceites vegetales, margarina, mantequillas y mantecas.

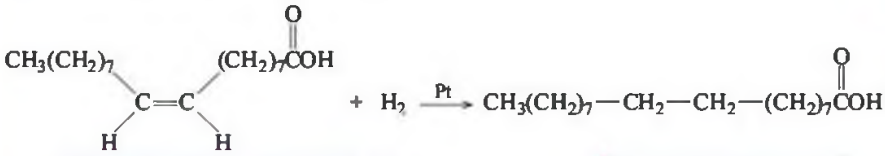
PREGUNTAS

1. ¿Qué palabras de la etiqueta nos indican que los compuestos tienen dobles enlaces?
2. Una etiqueta de una botella de aceite de colza indica la presencia de grasas saturadas, poliinsaturadas y monoinsaturadas. ¿Qué indican esos términos sobre el tipo de enlaces en las grasas?
3. Una etiqueta en un envase de mantequilla de cacahuete indica que contiene aceites vegetales parcialmente hidrogenados o aceites vegetales totalmente hidrogenados. ¿Qué nos indica sobre el tipo de reacción que se ha llevado a cabo para preparar la mantequilla de cacahuete?

Química y salud

Hidrogenación de grasas insaturadas

Los aceites vegetales, como el aceite de maíz o el aceite de girasol, son grasas insaturadas formadas por ácidos grasos que tienen dobles enlaces. El proceso de la hidrogenación se emplea comercialmente para convertir los dobles enlaces de las grasas insaturadas de los aceites vegetales en grasas saturadas como la margarina, que es más sólida. Ajustando la cantidad de hidrógeno añadido se fabrican las grasas parcialmente hidrogenadas como la margarina blanda, la margarina sólida en barras y las grasas que se emplean para cocinar. Por ejemplo, el ácido oleico es un ácido insaturado típico que se encuentra en el aceite de oliva y que tiene un doble enlace cis en el carbono 9. Cuando se hidrogena el ácido oleico, se convierte en ácido esteárico, un ácido graso saturado.

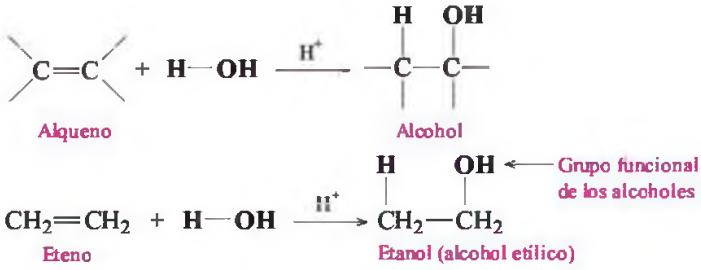


Ácido oleico (se encuentra en el aceite de oliva y otras grasas insaturadas)

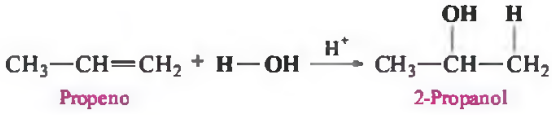
Ácido esteárico (se encuentra en las grasas saturadas)

Hidratación

En la **hidratación,** un alqueno reacciona con agua (H—OH). Un átomo de hidrógeno (H) forma un enlace con uno de los átomos de carbono del doble enlace, y el átomo de oxígeno del OH forma un enlace con el otro átomo de carbono. La reacción está catalizada por un ácido fuerte como el H_2SO_4. La hidratación se emplea para preparar alcoholes, que tienen el grupo funcional hidroxilo (—OH). En la ecuación general para la hidratación, el ácido se representa por H^+.



Cuando se añade agua a un doble enlace en el que los átomos de carbono están unidos a diferente número de átomos de H, el H del HOH se une al carbono que poseía previamente el mayor número de átomos de H. En el ejemplo siguiente, el CH_2 en el doble enlace tiene más átomos de H que el CH. Por tanto, el H del HOH se une al CH_2.



EJERCICIO RESUELTO 11.5

Escribir los productos de la hidratación

Escribe las fórmulas estructurales condensadas para los productos que se forman en las siguientes reacciones de hidratación:

a. $CH_3—CH_2—CH_2—CH=CH_2 + HOH \xrightarrow{H^+}$

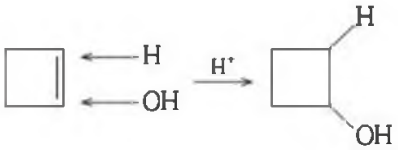
b. + HOH $\xrightarrow{H^+}$

SOLUCIÓN

a. Los H— y —OH del agua (HOH) se adicionan a los átomos de carbono en el doble enlace. El H— del agua se añade al CH_2, que tiene más átomos de H, y el –OH se une al CH.

$$CH_3—CH_2—CH_2—\overset{\downarrow}{\overset{OH}{CH}}=\overset{\downarrow}{\overset{H}{CH_2}} \xrightarrow{H^+} CH_3—CH_2—CH_2—\overset{|}{\overset{CH}{CH}}—CH_3$$

b. En el ciclobuteno, cada átomo de carbono en el doble enlace tiene un H. El H— del agua se une a uno de los átomos de carbono del doble enlace, y el –OH se une al otro.



¡AHORA TÚ!

Dibuja las fórmulas estructurales condensadas para el alcohol obtenido en la hidratación del 2-metil-2-buteno.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Reacciones de adición

11.13 Indica las fórmulas estructurales condensadas de los productos de cada una de las reacciones siguientes:

a. $CH_3—CH_2—CH_2—CH=CH_2 + H_2 \xrightarrow{Pt}$

b. $CH_3—CH=CH—CH_3 + HOH \xrightarrow{H^+}$

c. + HOH $\xrightarrow{H^+}$

d. ciclopenteno + $H_2 \xrightarrow{Pt}$

e. 2-pentino + $2H_2 \xrightarrow{Pt}$

11.14 Indica las fórmulas estructurales condensadas de los productos de cada una de las reacciones siguientes:

a. $CH_3—CH_2—CH=CH_2 + HOH \xrightarrow{H^+}$

b. ciclohexeno + $H_2 \xrightarrow{Pt}$

c. *cis*-2-buteno + $H_2 \xrightarrow{Pt}$

d. $CH_3—\overset{CH_3}{\overset{|}{C}}=CH—CH_2—CH_3 + H_2 \xrightarrow{Pt}$

e. $CH_3—\overset{CH_3}{\overset{|}{CH}}—C\equiv CH + 2H_2 \xrightarrow{Pt}$

11.4 POLÍMEROS DE LOS ALQUENOS

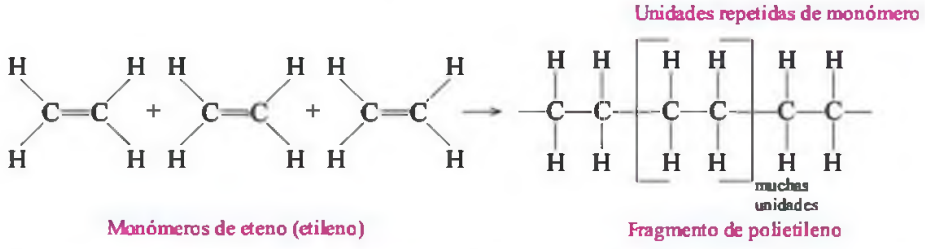
EL OBJETIVO ES...

dibujar fórmulas estructurales de los monómeros que forman un polímero o un fragmento de un polímero formado por tres monómeros.

Los **polímeros** son grandes moléculas formadas por pequeñas unidades que se repiten, denominadas **monómeros.** En los últimos 100 años, la industria de los plásticos ha sintetizado polímeros sintéticos que se encuentran en la mayoría de los materiales que usamos a diario, como las alfombras, los envoltorios de plástico, las sartenes antiadherentes, las tazas de plástico y los impermeables. En medicina, los polímeros sintéticos se emplean para sustituir partes del cuerpo dañadas o enfermas como articulaciones de cadera, dientes, válvulas del corazón y vasos sanguíneos. Hoy día se producen unos 100 000 millones de kg de plástico anualmente, lo que supone más de 15 kg por persona en el mundo.

Polímeros de adición

Muchos polímeros sintéticos se fabrican por reacciones de adición de monómeros que son alquenos pequeños. Las condiciones de reacción de muchas polimerizaciones emplean temperaturas muy elevadas y presiones muy altas (más de 1000 atm). En la polimerización, una serie de reacciones de adición unen un monómero con el siguiente para formar largas cadenas carbonadas que pueden contener hasta 1000 monómeros. El polietileno, un polímero fabricado a partir de monómeros de etileno, se emplea para fabricar botellas de plástico, películas y menaje de plástico. En el mundo se fabrica más polietileno que cualquier otro polímero.



En la tabla 11.3 se recogen varios alquenos que se usan como monómeros en la fabricación de polímeros habituales.

WEB TUTORIAL
Polymers

TABLA 11.3 Algunos alquenos y sus polímeros

Monómero	Fragmento del polímero	Usos habituales
$CH_2{=}CH_2$ Eteno (etileno)	Polietileno	Botellas de plástico, películas, materiales para aislamiento
$CH_2{=}CH{-}Cl$ Cloroeteno (cloruro de vinilo)	Cloruro de polivinilo (PVC)	Tuberías y tubos de plástico, mangueras de riego, bolsas para basura
$CH_2{=}CH{-}CH_3$ Propeno (propileno)	Polipropileno	Vestuario para esquiadores y senderistas, alfombras, articulaciones artificiales
$F{-}C{=}C{-}F$ Tetrafluoreteno	Politetrafluoretileno (teflón)	Recubrimientos antiadherentes
$CH_2{=}C(Cl){-}Cl$ 1,1-Dicloroeteno	Polidicloroetileno (Saran)	Películas y envoltorios de plástico
$H_2C{=}CH{-}C_6H_5$ Fenileteno (estireno)	Poliestireno	Tazas de café de plástico, contenedores, aislamientos

Polímeros y reciclado de plásticos

1. Haz una lista de objetos que se usan habitualmente o que se tienen en casa y que estén fabricados con polímeros.
2. La información sobre el reciclado en la base o en el lateral de una botella de plástico incluye un triángulo con un número de código que identifica el tipo de polímero empleado para hacer el plástico. Recoge diferentes tipos de botellas de plástico. Intenta encontrar objetos de plástico de cada tipo de polímero.

PREGUNTAS

1. ¿Cuáles son los tipos más habituales de plástico entre los recipientes de plástico de la colección?
2. ¿Cuáles son las unidades de monómero de algunos de los plásticos que usamos?

La naturaleza tipo alcano de estos polímeros plásticos sintéticos los hace no reactivos. Así, no se descomponen con facilidad (no son biodegradables) y se han convertido en contribuyentes de la contaminación. Se están llevando a cabo esfuerzos para hacerlos más degradables. También está cobrando mayor importancia el reciclado de los materiales plásticos, en lugar de que acaben llenando los vertederos. Se puede identificar el tipo de polímero usado para fabricar un objeto de plástico gracias al símbolo de reciclado (flechas formando un triángulo) que se encuentra en la etiqueta o en el fondo del recipiente de plástico. Por ejemplo, el número 5 o las letras PP en el interior del triángulo son el código para un plástico de polipropileno.

1	2	3	4	5	6
PETE	HDPE	PVC	LDPE	PP	PS
Polietileno tereftalato	Polietileno de alta densidad	Policloruro de vinilo	Polietileno de baja densidad	Polipropileno	Poliestireno

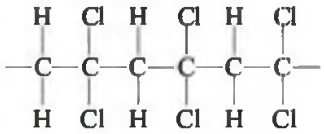
EJERCICIO RESUELTO 11.6

Polímeros

¿Cuáles son los monómeros de partida para los siguientes polímeros?

a. polipropileno

b. polidicloroetileno (saran)



SOLUCIÓN

a. propeno (propileno), $CH_2{=}CH{-}CH_3$

b. 1,1-dicloroeteno, $CH_2{=}C(Cl){-}Cl$

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es monómero de partida del PVC?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Polímeros de alquenos

11.15 ¿Qué es un polímero?

11.16 ¿Qué es un monómero?

11.17 Escribe una ecuación que represente la formación de un fragmento del polímero teflón a partir de tres unidades de monómero.

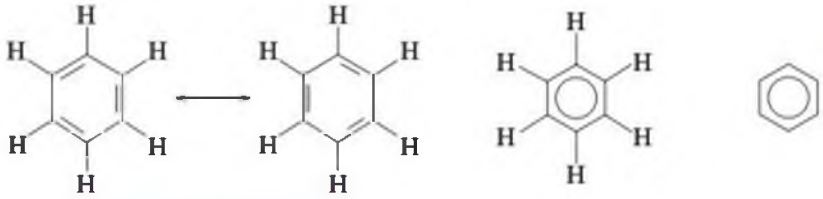
11.18 Escribe una ecuación que represente la formación de un fragmento del polímero poliestireno a partir de tres unidades de monómero.

EL OBJETIVO ES...

describir los enlaces del benceno, nombrar los compuestos aromáticos y escribir sus fórmulas estructurales condensadas.

11.5 COMPUESTOS AROMÁTICOS

En 1825, Michael Faraday aisló el hidrocarburo llamado benceno, que tenía la fórmula molecular C_6H_6. Debido al hecho de que muchos compuestos que contenían benceno poseían olores característicos, la familia de los compuestos del benceno comenzó a ser conocida como la de los **compuestos aromáticos.** Una molécula de **benceno** está formada por un anillo de seis átomos de carbono con un átomo de hidrógeno unido a cada carbono. Cada átomo de carbono emplea tres electrones de valencia para formar enlaces sencillos con el átomo de hidrógeno y los dos carbonos adyacentes. Esto deja un electrón de valencia para compartir en un doble enlace con un carbono adyacente. Cuando se descubrió por primera vez, los científicos esperaban que fuese un compuesto muy reactivo, como los alquenos, pero se encontraron con que era mucho menos reactivo. Su comportamiento era más parecido al de los alcanos. En 1865, August Kekulé propuso que los átomos de carbono del benceno estaban formando un anillo plano con enlaces sencillos y dobles alternativamente entre ellos. Esta idea condujo a dos formas de representar la estructura del benceno, como se indica a continuación:

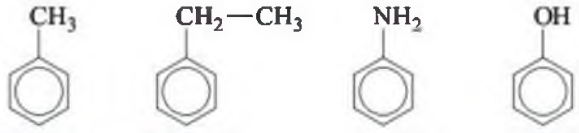


Estructuras del benceno

Sin embargo, hay una única estructura del benceno. Hoy en día se sabe que todos los enlaces del benceno son idénticos y que los electrones se comparten por igual. Esta es una característica única que hace a los compuestos aromáticos especialmente estables. Actualmente, el benceno se representa también como un hexágono con un círculo en el centro.

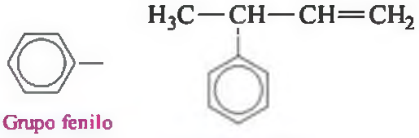
Cómo nombrar compuestos aromáticos

Los compuestos aromáticos que poseen un anillo de benceno con un único sustituyente se suelen nombrar como derivados del benceno. Sin embargo, muchos de esos compuestos han sido durante años importantes dentro de la química y se continúan usando sus nombres vulgares. Algunos nombres ampliamente usados como tolueno, anilina y fenol están admitidos por las reglas de la IUPAC.



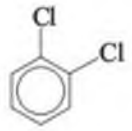
Tolueno (metilbenceno) — Etilbenceno — Anilina (aminobenceno) — Fenol (hidroxibenceno)

Cuando el anillo de benceno es un sustituyente, C_6H_5—, se llama grupo fenilo.

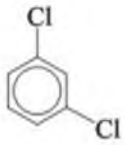


Grupo fenilo — 3-Fenil-1-buteno

Cuando hay dos o más sustituyentes, se numera el anillo de benceno para dar a los sustituyentes el número más bajo.



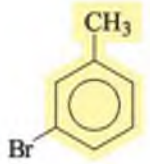
1,2-Diclorobenceno



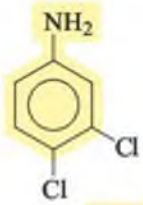
1,3-Diclorobenceno

1,4-Diclorobenceno

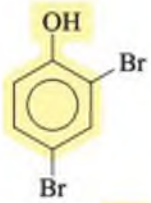
Cuando puede emplearse un nombre vulgar como tolueno, fenol o anilina, el átomo de carbono unido al grupo metilo, hidroxilo o amina se numera como carbono 1. En cada uno de ellos se ha resaltado el grupo y el anillo de benceno que representan el nombre vulgar.



3-Bromotolueno

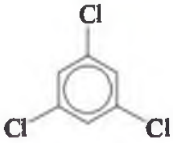


3,4-Dicloroanilina

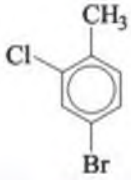


2,4-Dibromofenol

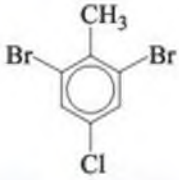
Los sustituyentes se ordenan alfabéticamente.



1,3,5-Triclorobenceno



4-Bromo-2-clorotolueno



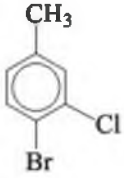
2,6-Dibromo-4-clorotolueno

EJERCICIO RESUELTO 11.7

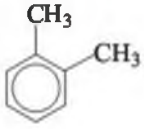
Nombrar compuestos aromáticos

a.

b.



c.

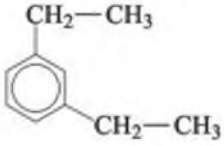


SOLUCIÓN

a. clorobenceno
b. 4-bromo-3-clorotolueno
c. 1,2-dimetilbenceno

¡AHORA TÚ!

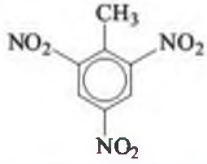
Nombra el siguiente compuesto:



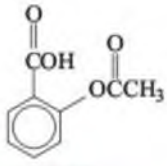
Química y salud

Algunos compuestos aromáticos habituales

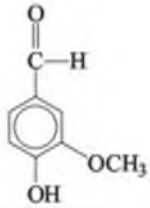
Los compuestos aromáticos son bastante abundantes en la naturaleza y en la medicina. El tolueno se emplea como reactivo para fabricar fármacos, tintes, y explosivos como el TNT (trinitrotolueno). El anillo de benceno se encuentra en algunos aminoácidos (los bloques que forman las proteínas); en analgésicos como el ácido acetilsalicílico, el paracetamol y el ibuprofeno, y en aromatizantes como la vainillina.



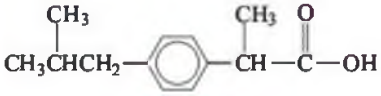
TNT (2,4,6-trinitrotolueno)



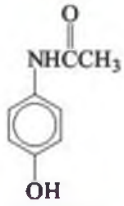
Ácido acetilsalicílico



Vainillina



Ibuprofeno



Paracetamol

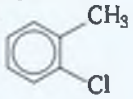
EJERCICIOS Y PROBLEMAS

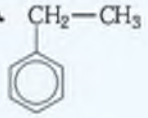
Compuestos aromáticos

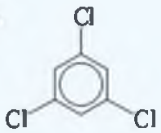
11.19 Tanto el ciclohexano como el benceno tienen seis átomos de carbono. ¿En qué se diferencian?

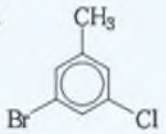
11.20 En el apartado «Química y salud: Algunos compuestos aromáticos habituales», ¿qué parte de cada molécula es el fragmento aromático?

11.21 Indica el nombre IUPAC de cada uno de los siguientes compuestos:

a. 

b. 

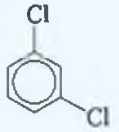
c. 

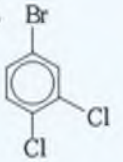
d. 

11.22 Indica el nombre IUPAC de cada uno de los siguientes compuestos:

a.

b.

c. 

d. 

11.23 Dibuja la fórmula estructural condensada de cada uno de los siguientes compuestos:
a. tolueno
b. 1,3-diclorobenceno
c. 4-etiltolueno
d. 4-clorotolueno

11.24 Dibuja la fórmula estructural condensada de cada uno de los siguientes compuestos:
a. benceno
b. 2-clorotolueno
c. propilbenceno
d. 1,2,4-triclorobenceno

Química y salud

Hidrocarburos aromáticos policíclicos

Los compuestos aromáticos conocidos como hidrocarburos aromáticos policíclicos se forman al fusionarse dos o más anillos bencénicos por algún enlace carbono-carbono. En un compuesto con anillos fusionados, dos anillos de benceno vecinos comparten dos átomos de carbono: el naftaleno, con dos anillos de benceno, es bien conocido por su uso en las bolas de naftalina (antipolillas). El antraceno, con tres anillos, se emplea en la fabricación de tintes.

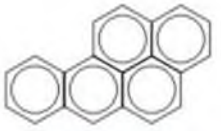
Naftaleno

Antraceno

Fenantreno

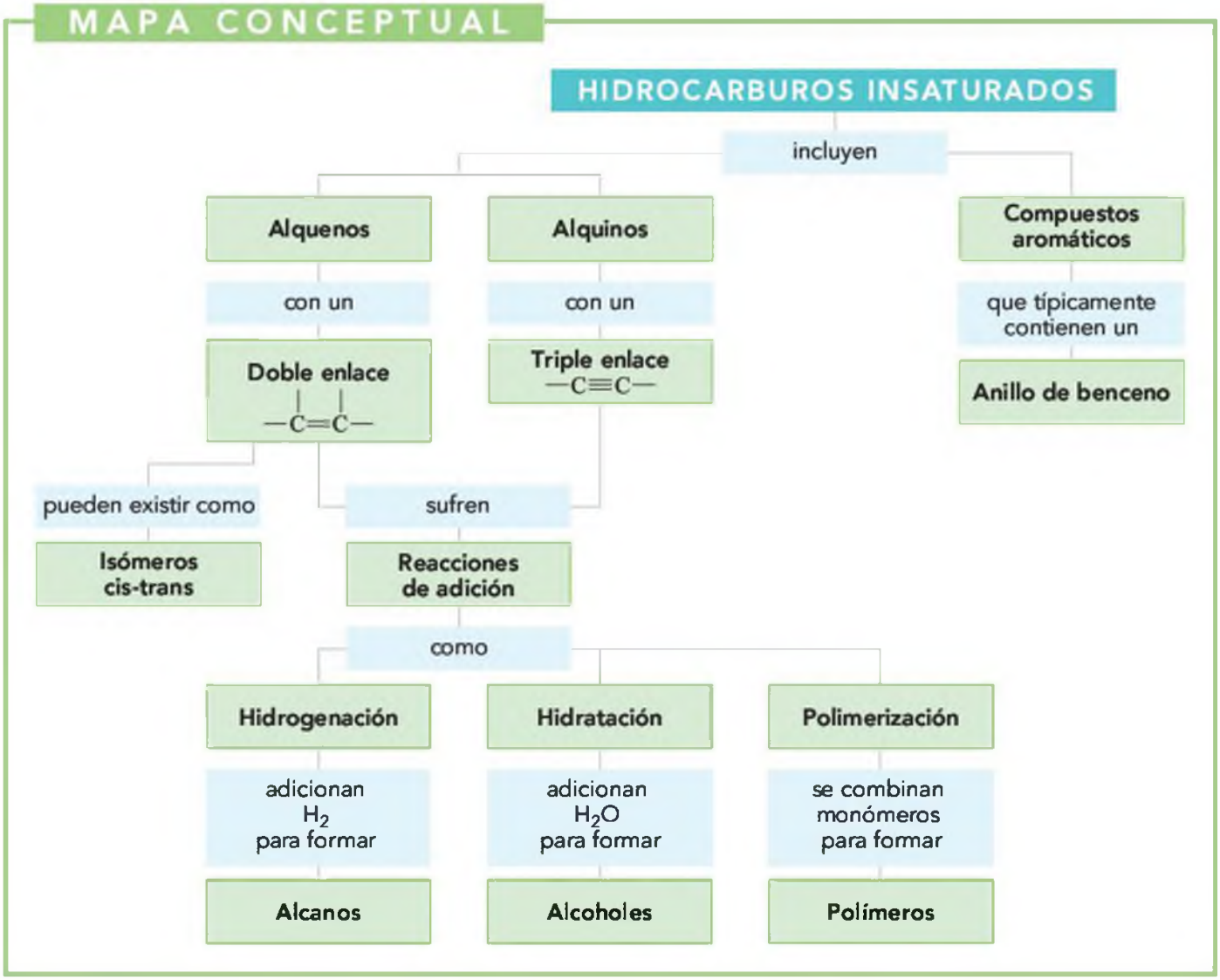
Cuando un compuesto policíclico contiene fenantreno, puede ser carcinógeno; es decir, puede causar cáncer. Por ejemplo, algunos componentes aromáticos del humo de los cigarrillos causan cáncer, como puede verse en el tejido pulmonar de un fumador habitual. El benzo[*a*]pireno, un producto de combustión, se ha identificado en el alquitrán de hulla, en el humo del tabaco, en los alimentos guisados en una barbacoa, y en los humos del tubo de escape de los automóviles.

Los compuestos que contienen cinco o más anillos de benceno fusionados como el benzo[*a*]pireno son potentes carcinógenos. Las moléculas interaccionan con el ADN de las células, ocasionando un desarrollo celular anormal y el cáncer. El aumento de exposición a los carcinógenos aumenta la posibilidad de alteración del ADN en las células.



Benzo[*a*]pireno

MAPA CONCEPTUAL



¡DE UN VISTAZO!

11.1 Alquenos y alquinos

El objetivo es... identificar fórmulas estructurales como alquenos, cicloalquenos y alquinos y escribir sus nombres IUPAC o vulgares.

Los alquenos son hidrocarburos insaturados que contienen dobles enlaces carbono-carbono (C=C). Los alquinos contienen un triple enlace (—C≡C—). Los nombres IUPAC de los alquenos terminan en *eno*, mientras que los nombres de los alquinos terminan en *ino*. La cadena principal se numera desde el extremo más cercano al doble o triple enlace.

11.2 Isómeros cis-trans

El objetivo es... escribir las fórmulas estructurales condensadas y los nombres para los isómeros cis-trans de los alquenos.

Existen isómeros de los alquenos cuando los átomos de carbono del doble enlace están unidos a diferentes átomos o grupos. En el isómero cis, los grupos similares están al mismo lado del doble enlace, mientras que en el isómero trans están conectados en lados opuestos del doble enlace.

11.3 Reacciones de adición

El objetivo es... escribir las fórmulas estructurales condensadas y los nombres de los productos orgánicos de las reacciones de adición de los alquenos y alquinos.

La adición de pequeñas moléculas al doble enlace es una reacción característica de los alquenos. La hidrogenación adiciona átomos de hidrógeno al doble enlace de un alqueno para formar un alcano. También puede añadirse agua a un doble enlace. Cuando hay diferente número de grupos unidos a los dos carbonos del doble enlace, el H del HOH se une al carbono que tenía mayor número de hidrógenos, y el OH al otro carbono.

11.4 Polímeros de los alquenos

El objetivo es... dibujar fórmulas estructurales de los monómeros que forman un polímero o un fragmento de un polímero formado por tres monómeros.

Los polímeros son moléculas de cadena larga que están formados por muchas unidades repetidas de moléculas de carbono más pequeñas denominadas monómeros. Muchos materiales que se usan a diario son polímeros sintéticos, entre los que se incluyen alfombras, envoltorios de plástico, sartenes antiadherentes y nailon. Estos materiales sintéticos se fabrican a menudo por reacciones de adición en las que un catalizador une los átomos de carbono de varios tipos de moléculas de alquenos.

11.5 Compuestos aromáticos

El objetivo es... describir los enlaces del benceno; nombrar los compuestos aromáticos, y escribir sus fórmulas estructurales condensadas.

La mayoría de los compuestos aromáticos contienen benceno, C_6H_6, una estructura cíclica representada como un hexágono con un círculo en el centro. Los compuestos aromáticos que contienen benceno se nombran como derivados del benceno, aunque se emplean también algunos nombres vulgares como tolueno. El anillo de benceno se numera y los sustituyentes se nombran por orden alfabético.

NOMENCLATURA. RESUMEN

Tipo	Ejemplo	Características	Estructura
Alqueno	Propeno (propileno)	Doble enlace	$CH_3—CH{=}CH_2$
Cicloalqueno	Ciclopropeno	Doble enlace en un anillo de carbonos	
Alquino	Propino	Triple enlace	$CH_3—C{\equiv}CH$
Aromático	Benceno	Anillo aromático de seis carbonos	
	Metilbenceno, o tolueno		

REACCIONES. RESUMEN

HIDROGENACIÓN

$$\text{Alqueno} + H_2 \xrightarrow{Pt} \text{alcano}$$

$$CH_2{=}CH—CH_3 + H_2 \xrightarrow{Pt} CH_3—CH_2—CH_3$$

$$\text{Alquino} + 2H_2 \xrightarrow{Pt} \text{alcano}$$

$$CH_3—C{\equiv}CH + 2H_2 \xrightarrow{Pt} CH_3—CH_2—CH_3$$

HIDRATACIÓN DE ALQUENOS

$$\text{Alqueno} + H—OH \xrightarrow{H^+} \text{alcohol}$$

$$CH_2{=}CH—CH_3 + H—OH \xrightarrow{H^+} CH_3—\overset{\overset{OH}{|}}{CH}—CH_3$$

TÉRMINOS CLAVE

Adición Reacción en la que átomos o grupos de átomos se unen a un doble o triple enlace. Las reacciones de adición incluyen la adición de hidrógeno (hidrogenación) y de agua (hidratación).

Alqueno Hidrocarburo saturado que posee un doble enlace carbono-carbono.

Alquino Hidrocarburo saturado que posee un triple enlace carbono-carbono.

Benceno Anillo de seis átomos de carbono, cada uno de ellos unido a un átomo de hidrógeno, C_6H_6.

Compuestos aromáticos Compuestos que suelen tener olores característicos y a menudo poseen la estructura del anillo de benceno.

Hidratación Reacción de adición en la que los componentes del agua, H— y —OH, forman enlace con los carbonos de un doble enlace carbono-carbono formando un alcohol.

Hidrocarburo insaturado Compuesto de carbono e hidrógeno en el que la cadena de carbonos contiene al menos un enlace carbono-carbono doble (alqueno) o triple (alquino). Un compuesto insaturado es capaz de dar reacciones de adición con hidrógeno, lo que transforma los enlaces dobles o triples en enlaces sencillos carbono-carbono.

Hidrocarburo saturado Compuesto de carbono e hidrógeno que contiene el número máximo de átomos de hidrógeno.

Hidrogenación Adición de hidrógeno (H_2) al doble enlace de alquenos o alquinos para dar alcanos.

Isómero cis Isómero de un alqueno en el que los átomos de hidrógeno en el doble enlace se encuentran al mismo lado.

Isómero trans Isómero de un alqueno en el que los átomos de hidrógeno en el doble enlace se encuentran en lados opuestos.

Monómero Pequeña molécula orgánica que se repite muchas veces en un polímero.

Polímero Molécula muy grande compuesta por muchas pequeñas unidades estructurales repetidas que son idénticas.

COMPRENDER LOS CONCEPTOS

11.25 Dibuja un fragmento del polímero (usa cuatro monómeros) teflón, hecho a partir de 1,1,2,2-tetrafluoreteno.

11.26 Una manguera de jardín está fabricada con cloruro de polivinilo (PVC), que se obtiene a partir de cloroeteno (cloruro de vinilo). Dibuja un fragmento de PVC (emplea cuatro monómeros).

11.27 Los explosivos utilizados en minería contienen TNT o trinitrotolueno.

a. Si el grupo funcional nitro es $—NO_2$, ¿cuál es la fórmula estructural del 2,4,6-trinitrotolueno, un isómero del TNT?

b. En realidad el TNT es una mezcla de isómeros del trinitrotolueno. Dibuja otros dos posibles isómeros.

11.28 La margarina se fabrica por hidrogenación de aceites vegetales, que contienen ácidos grasos insaturados. ¿Cuántos gramos de hidrógeno se necesitan para saturar completamente 75,0 g de ácido oleico, $C_{18}H_{34}O_2$, que tiene un doble enlace?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS ADICIONALES

11.29 Compara las fórmulas y los enlaces en el propano, ciclopropano, propeno y propino.

11.30 Compara las fórmulas y los enlaces en el butano, ciclobutano, ciclobuteno y 2-butino.

11.31 Da el nombre IUPAC de cada uno de los siguientes compuestos:

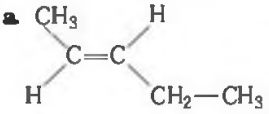
a. $CH_2{=}C(CH_3){-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$

b. $CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}Cl$

c.

11.32 Da el nombre IUPAC de cada uno de los siguientes compuestos:

a.



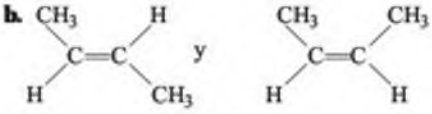
b.

c. $CH_3{-}CH_2{-}C{\equiv}C{-}CH_3$

11.33 Indica si los siguientes pares de estructuras representan isómeros, isómeros cis-trans o son la misma molécula:

a.

b.



c. $CH_2{=}CH(CH_2{-}CH_2{-}CH_3)$ y $CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH{=}CH_2$

d. $CH_3{-}CH(CH_3){-}CH_2{-}CH(CH_3){-}CH_3$ y $CH_3{-}CH_2{-}CH(CH_3){-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$

11.34 Escribe la fórmula estructural condensada de cada uno de los siguientes compuestos:
a. 2-pentino
b. *cis*-2-hepteno
c. *trans*-3-hexeno
d. 2,3-dicloro-1-buteno

11.35 Escribe los isómeros cis y trans de cada uno de los siguientes compuestos:
a. 2-penteno
b. 3-hexeno

11.36 Escribe los isómeros cis y trans de cada uno de los siguientes compuestos:
a. 2-buteno
b. 2-hexeno

11.37 Nombra los productos de hidrogenación de cada uno de los siguientes compuestos:
a. 2-buteno
b. 3-metil-2-penteno
c. ciclohexeno
d. 2-pentino

11.38 Nombra los productos de hidrogenación de cada uno de los siguientes compuestos:
a. 3-hexeno
b. 2-metil-2-buteno
c. propino
d. metilciclopropeno

11.39 Escribe la fórmula estructural condensada de los productos de las siguientes reacciones:

a. $CH_3—CH{=}CH—CH_3 + H_2 \xrightarrow{Ni}$

b. $+ H_2 \xrightarrow{Ni}$

c. $CH_3—CH{=}CH—CH_3 + HOH \xrightarrow{H^+}$

11.40 Escribe la fórmula estructural condensada de los productos de las siguientes reacciones:

a. $+ HOH \xrightarrow{H^+}$

b. $+ HOH \xrightarrow{H^+}$

c. $CH_3—CH_2—C{\equiv}C—CH_3 + 2H_2 \xrightarrow{Pt}$

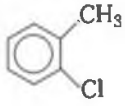
11.41 Un plástico denominado difluoruro de polivinilideno, PVDF, se fabrica a partir de monómeros de 1,1-difluoreteno. Escribe la estructura del polímero formado por adición de tres monómeros de 1,1-difluoreteno.

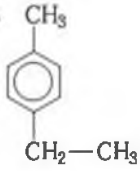
11.42 Un alqueno llamado acrilonitrilo es el monómero usado en la fabricación del material denominado Orlón. Escribe una ecuación que represente la formación de un fragmento del poliacrilonitrilo a partir de tres unidades de monómero. La estructura del acrilonitrilo es

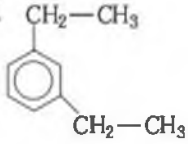
$$CH_2{=}CH(CN).$$

11.43 Nombra cada uno de los siguientes compuestos aromáticos:

a.

b. 

c. 

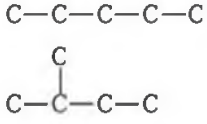
d. 

11.44 Dibuja la fórmula estructural de los siguientes compuestos:
a. etilbenceno
b. 1,3-diclorobenceno
c. 1,2,4-trimetilbenceno
d. 1,4-dimetilbenceno

¡ACEPTA EL RETO!

11.45 ¿Cuántos gramos de hidrógeno se necesitan para hidrogenar 30,0 g de 2-buteno?

11.46 Utilizando cada una de las siguientes cadenas de carbono para C_5H_{10}, escribe y nombra todos los posibles alquenos, incluyendo aquellos con isómeros cis y trans.



11.47 Si una mariposa hembra del gusano de la seda secreta 50 ng de bombikol, un atrayente sexual, ¿cuántas moléculas emite? (V. «Química verde: feromonas en la comunicación de insectos».)

11.48 El acetileno gas reacciona con oxígeno y arde a 3300 °C en un soplete de acetileno.
a. Escribe la ecuación ajustada para la combustión completa del acetileno.
b. ¿Cuántos gramos de oxígeno se necesitan para reaccionar con 8,5 l de acetileno en condiciones normales?
c. ¿Cuántos litros de CO_2 en condiciones normales se forman en la combustión de 30,0 g de acetileno?

RESPUESTAS

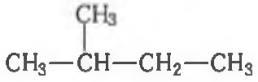
Respuestas de *¡Ahora tú!*

11.1 **a.** alqueno
b. alquino

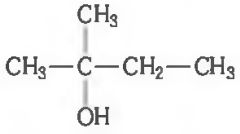
11.2 **a.** $CH_3—C{\equiv}C—CH_2—CH_3$
b. $CH_2{=}CH—CH_2—CH_2—CH_2—Cl$

11.3 *trans*-3-hexeno

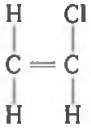
11.4



11.5



11.6 El monómero del PVC, cloruro de polivinilo, es el cloroeteno.



11.7 1,3-dietilbenceno

Respuestas de los *Ejercicios y problemas* seleccionados

11.1 **a.** Un alqueno tiene un doble enlace.
b. Un alquino tiene un triple enlace.
c. Un cicloalqueno tiene un doble enlace en un anillo.
d. Un alqueno tiene un doble enlace.

11.3 El propeno tiene un doble enlace, y el propino tiene un triple enlace. El propeno tiene cuatro átomos de hidrógeno, y el propino sólo tiene dos átomos de hidrógeno.

11.5 **a.** eteno **b.** metilpropeno
c. 2-pentino **d.** ciclobuteno

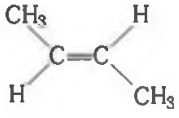
11.7 **a.** $CH_3—CH{=}CH_2$
b. $CH_2{=}CH—CH_2—CH_2—CH_3$
c. $CH_2{=}C(CH_3)—CH_2—CH_3$

d.

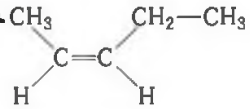
e. $CH_3—CH_2—C{\equiv}CH$
f. $Br—CH_2—CH_2—C{\equiv}C—CH_2—CH_3$

11.9 **a.** *cis*-2-buteno
b. *trans*-3-octeno
c. *cis*-3-hepteno

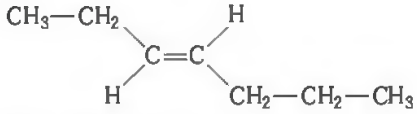
11.11 **a.**



b.



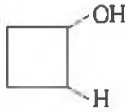
c.



11.13 **a.** $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$

b. $CH_3—CH(OH)—CH_2—CH_3$

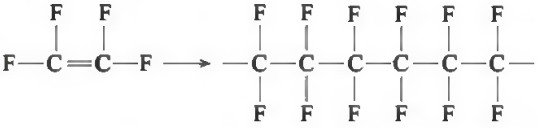
c.



d.

11.15 Un polímero es una molécula muy grande formada por pequeñas unidades que se repiten muchas veces.

11.17

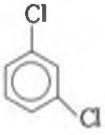


11.19 El ciclohexano, C_6H_{12}, es un cicloalcano con 6 átomos de carbono y 12 átomos de hidrógeno. Los átomos de carbono están unidos por enlaces sencillos formando un anillo. El benceno, C_6H_6, es un compuesto aromático con 6 átomos de carbono y 6 átomos de hidrógeno. Los átomos de carbono están unidos formando un anillo en el que los electrones se comparten por igual entre los seis átomos de carbono.

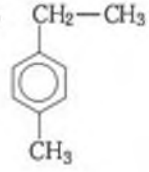
11.21 **a.** 2-clorotolueno **b.** etilbenceno
c. 1,3,5-triclorobenceno **d.** 3-bromo-5-clorotolueno

11.23 **a.**

b.

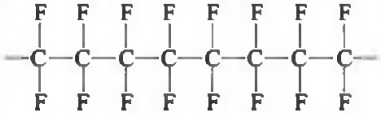


c.

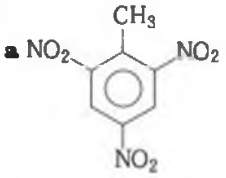


d.

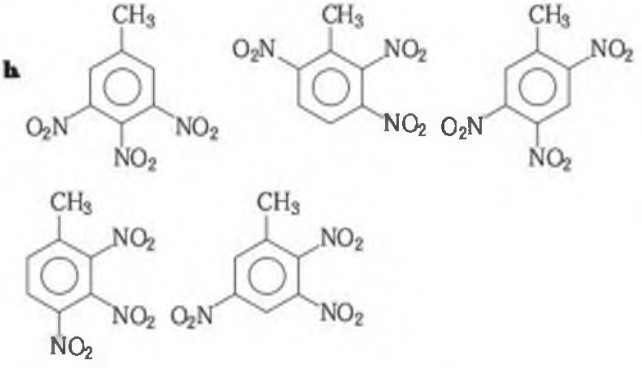
11.25



11.27 **a.**



b.

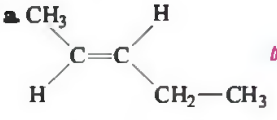


11.29 Todos los compuestos tienen tres átomos de carbono: el propano tiene ocho átomos de hidrógeno, el ciclopropano tiene seis átomos de hidrógeno, el propeno tiene seis átomos de hidrógeno y el propino tiene cuatro átomos de hidrógeno. El propano es un alcano saturado, el ciclopropano es un hidrocarburo cíclico saturado. El propeno y el propino son hidrocarburos insaturados, pero el propeno tiene un doble enlace y el propino un triple enlace.

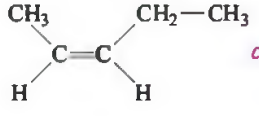
11.31 **a.** 2-metil-1-penteno
b. 5-cloro-1-penteno
c. ciclopenteno

11.33 **a.** isómeros
b. isómeros cis-trans
c. idénticos
d. isómeros

11.35 **a.**

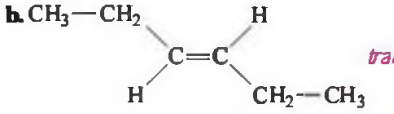


trans-2-Penteno

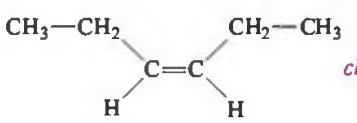


cis-2-Penteno

b.



trans-3-Hexeno



cis-3-Hexeno

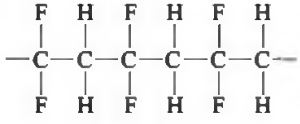
11.37 **a.** butano
b. 3-metilpentano
c. ciclohexano
d. pentano

11.39 **a.** $CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$

b.

c. $CH_3—CH_2—CH(OH)—CH_3$

11.41



11.43 **a.** tolueno
b. 2-clorotolueno
c. 4-etiltolueno
d. 1,3-dietilbenceno

11.45 1,07 g de H_2

11.47 1×10^{14} moléculas

12 Compuestos orgánicos con oxígeno y azufre

EN ESTA UNIDAD...

12.1 Alcoholes, tioles y éteres

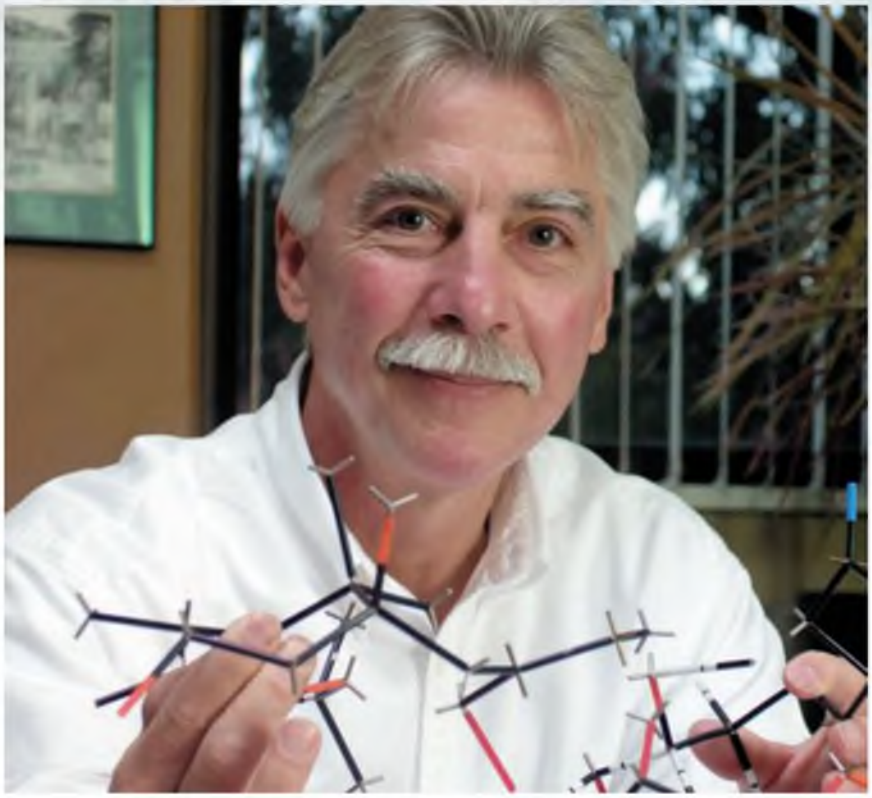
12.1 Propiedades de alcoholes y éteres

12.3 Reacciones de alcoholes y tioles

12.4 Aldehídos y cetonas

12.5 Propiedades de aldehídos y cetonas

12.6 Moléculas quirales



«El objetivo de nuestra investigación es crear nuevos caminos para la síntesis del taxol», explica Paul Wender, titular de la Cátedra Francis W. Bergstrom de Química Orgánica y director del grupo de investigación de la Universidad de Standford que lleva su nombre. «El taxol es un agente quimioterapéutico que se obtiene de la corteza del tejo del Pacífico. Sin embargo, al extraerle la corteza, el árbol se destruye, por lo que es necesario disponer de fuentes alternativas y renovables de obtención del taxol. Nosotros hemos puesto a punto un procedimiento sintético a partir de trementina, que es una fuente renovable y económica. El taxol se empleó inicialmente con pacientes que no respondían a la quimioterapia. La primera persona tratada fue una mujer con un cáncer ovárico terminal a la que se le habían diagnosticado 6 meses de vida. Tras seguir varios tratamientos con taxol fue declarada libre de la enfermedad en un 98%. Un fármaco como el taxol puede salvar muchas vidas, y por eso, entre otras muchas razones, el estudio de la Química orgánica es tan importante».

the Chemistry place

Visita **www.chemplace.com** y encontrarás cuestiones adicionales, tutoriales interactivos, información profesional, diapositivas en PowerPoint para repasar el capítulo, ayuda para resolver las operaciones matemáticas y casos prácticos.

En este capítulo vamos a estudiar los compuestos orgánicos que contienen átomos de oxígeno y azufre. Los alcoholes, que contienen el grupo hidroxilo (—OH), se obtienen habitualmente de fuentes naturales y se usan tanto en la industria como en nuestros hogares.

Durante siglos, los cereales, los vegetales y las frutas se han fermentado para obtener el alcohol para las bebidas alcohólicas. El grupo hidroxilo es importante en las biomoléculas como los azúcares o los almidones o en los esteroides como el colesterol y el estradiol. El mentol es un alcohol cíclico con olor y sabor a menta que se emplea en la producción de pastillas para la tos, espumas de afeitado o diferentes cremas y linimentos. Los éteres son compuestos que contienen un átomo de oxígeno conectado a dos átomos de carbono (—O—). Los éteres se emplean habitualmente como disolventes en química y en los laboratorios médicos. Desde 1842 y durante algo más de 100 años, el dietiléter (o éter etílico) se utilizó como anestésico general. Los tioles, que contienen el grupo —SH, son responsables del fuerte olor que desprenden el ajo y las cebollas.

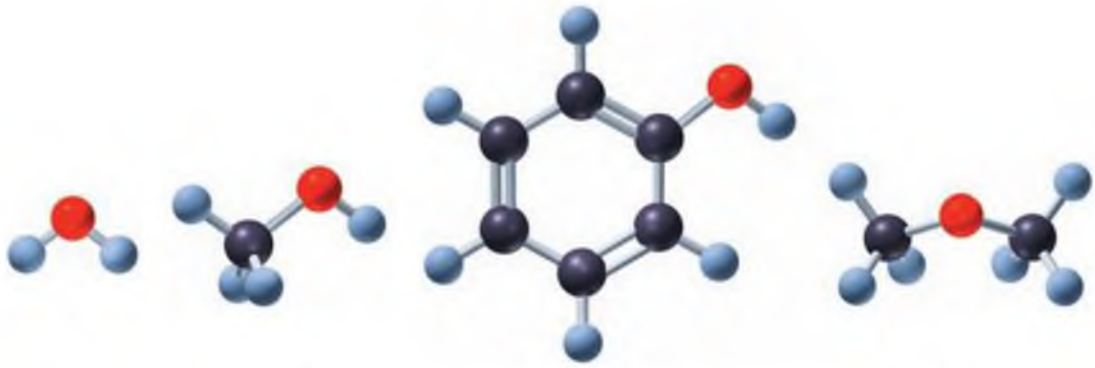
En este capítulo también estudiaremos otras dos familias de compuestos orgánicos: los aldehídos y las cetonas. Los olores y sabores asociados a muchos perfumes y saborizantes están estrechamente relacionados con el doble enlace carbono-oxígeno, denominado **grupo carbonilo** (C=O). Los aldehídos contenidos en los alimentos y en los perfumes proporcionan el olor y el sabor de la vainilla, las almendras o la canela. En biología se utilizan disoluciones de formaldehído para conservar diferentes especímenes, y el olor de los quitaesmaltes se debe a las cetonas que contienen.

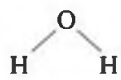
EL OBJETIVO ES...

identificar y nombrar los diferentes alcoholes, tioles o éteres; clasificar los alcoholes en primarios, secundarios y terciarios.

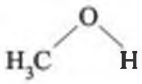
12.1 ALCOHOLES, TIOLES Y ÉTERES

En el capítulo 10 vimos que los alcoholes y los éteres son dos tipos de compuestos orgánicos que contienen un átomo de oxígeno (O), que se muestra en rojo en el modelo molecular de bolas y varillas. En un **alcohol**, el átomo de oxígeno forma parte del *grupo hidroxilo* (—OH) que se une a un átomo de carbono. En un **éter**, el átomo de oxígeno se une a dos átomos de carbono. Tanto los alcoholes como los éteres tienen geometrías angulares similares a la del agua. En el caso de los alcoholes, un átomo de hidrógeno del agua es reemplazado por un grupo alquílico, mientras que en los **fenoles** el hidrógeno se sustituye por un anillo de benceno.

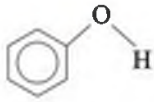




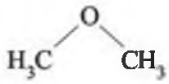
Agua



Metanol



Fenol



Dimetiléter

Nomenclatura de alcoholes

En la nomenclatura IUPAC, la familia de los alcoholes se indica con el sufijo *ol*.

Paso 1 **Nombrar la cadena hidrocarbonada más larga que contenga el grupo —OH.** Reemplaza la terminación *o* en el nombre del alcano correspondiente por *ol*. En el caso del siguiente alcohol:

$CH_3—CH_2—CH_2—OH$ Propanol

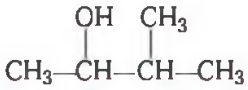
Paso 2 **Numerar la cadena más larga comenzando por el extremo más próximo al grupo —OH.** Para alcoholes sencillos, el nombre común (entre paréntesis) proporciona el nombre de la cadena hidrocarbonada como sustituyente alquílico que sucede a la palabra *alcohol*.

$CH_3—CH_2—CH_2—OH$ 1-Propanol (alcohol propílico)
3 2 1

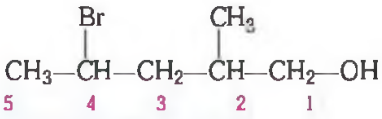
Los alcoholes con uno o dos átomos de carbono no necesitan numeración para el grupo hidroxilo.

$CH_3—OH$ Metanol (alcohol metílico)
$CH_3—CH_2—OH$ Etanol (alcohol etílico)
$Cl—CH_2—CH_2—OH$ 2-Cloroetanol

Paso 3 **Nombrar y numerar otros sustituyentes respecto del grupo —OH.** Los sustituyentes se nombran por orden alfabético.



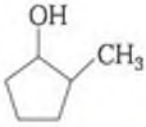
3-Metil-2-butanol



4-Bromo-2-metil-1-pentanol

Paso 4 **Nombrar un alcohol cíclico como *ciclo*alcanol.** Para los otros sustituyentes del ciclo diferentes al grupo hidroxilo, el anillo se numera considerando que el grupo —OH está en el carbono 1.

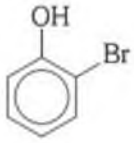
Ciclohexanol



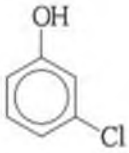
2-Metilciclopentanol

Paso 5 **Cuando el grupo —OH está unido a un anillo bencénico, se nombra como *fenol*.** Cuando hay un segundo sustituyente en el anillo bencénico, se considera que el grupo —OH está unido al carbono 1, y se numera el anillo de manera que al sustituyente se le asigne el localizador más bajo.

Fenol



2-Bromofenol

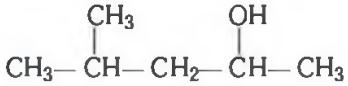


3-Clorofenol

EJERCICIO RESUELTO 12.1

Nomenclatura de alcoholes

Proporciona el nombre IUPAC de la siguiente estructura:



the Chemistry place

WEB TUTORIAL
Alcohols, Thiols, Aldehydes, and Ketones

Investiga tu entorno

Alcoholes en los productos del hogar

Examina las etiquetas que indican la composición de algunos productos que puedas tener en casa —como jarabes o caramelos para el resfriado, enjuagues bucales, alcohol de farmacia o diferentes saborizantes— y comprueba si contienen los nombres de alcoholes como el alcohol etílico, el alcohol isopropílico, el timol o el mentol.

PREGUNTAS

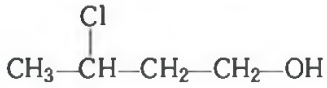
1. ¿Qué parte del nombre te indica que se trata de un alcohol?
2. ¿A qué alcohol en concreto nos referimos cuando genéricamente empleamos el término *alcohol*?
3. ¿Cuál es el porcentaje de alcohol en los productos?
4. Dibuja las estructuras de los alcoholes nombrados en las etiquetas (quizás necesites consultar algún libro para alguna de ellas).

SOLUCIÓN

La cadena principal es la de pentano, por lo que el alcohol se nombrará como pentanol. Al numerar la cadena hidrocarbonada, el grupo —OH queda unido al carbono 2, y el grupo metilo es un sustituyente del carbono 4. El compuesto se nombrará por tanto como 4-metil-2-pentanol.

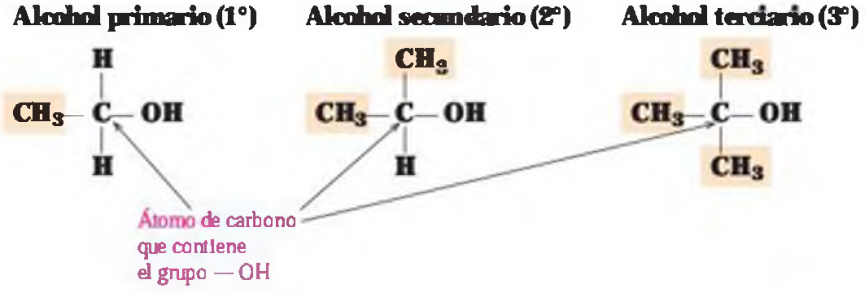
¡AHORA TÚ!

Proporciona el nombre IUPAC de la siguiente estructura:



Clasificación de alcoholes

Los alcoholes se clasifican en función del número de sustituyentes hidrocarbonados unidos al átomo de carbono que contiene el grupo hidroxilo (—OH). Un **alcohol primario (1°)** tiene un sustituyente alquílico unido al átomo de carbono conectado al —OH, un **alcohol secundario (2°)** tiene dos sustituyentes alquílicos y un **alcohol terciario (3°)** tiene tres sustituyentes alquílicos.



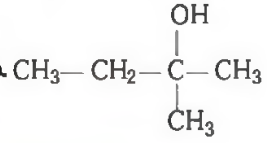
EJERCICIO RESUELTO 12.2

Clasificación de alcoholes

Clasifica los siguientes alcoholes en primarios (1°), secundarios (2°) o terciarios (3°):

a. $CH_3—CH_2—CH_2—OH$

b.



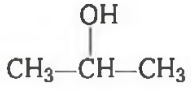
SOLUCIÓN

a. El átomo de carbono que contiene el grupo hidroxilo tiene un único sustituyente alquílico, se trata por tanto de un carbono primario (1°).

b. El átomo de carbono que contiene el grupo hidroxilo se une a tres sustituyentes alquílicos, se trata por tanto de un carbono terciario (3°).

¡AHORA TÚ!

Clasifica el siguiente alcohol en primario (1°), secundario (2°) o terciario (3°):



Química y salud

La importancia de algunos alcoholes

El *metanol (alcohol metílico)* es el alcohol más sencillo, y lo podemos encontrar en muchos disolventes o quitapinturas. Cuando se ingiere metanol, este se oxida a formaldehído en el organismo y puede causar dolores de cabeza, ceguera e incluso la muerte. El metanol se emplea en la fabricación de plásticos, medicinas y combustibles. En las carreras de coches se utiliza como combustible, ya que es menos inflamable y tiene más octanaje que la gasolina.

Se sabe desde la prehistoria que el *etanol (alcohol etílico)* se obtiene por fermentación de los cereales y el almidón, así como que puede provocar intoxicaciones.

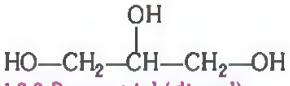
$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{Fermentación}} 2CH_3-CH_2-OH + 2CO_2$$

En la actualidad, el etanol para uso comercial se produce por reacción de etileno y agua a elevadas presiones y temperaturas. Se emplea como disolvente para perfumes, esmaltes y algunos medicamentos, como la tintura de yodo. El gasohol o alconafta es una mezcla de etanol y gasolina que se utiliza como combustible.

$$H_2C=CH_2 + H_2O \xrightarrow[\text{Catalizador}]{300\ ^\circ C,\ 200\ atm} CH_3-CH_2-OH$$

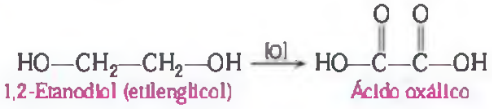
Algunos aceites esenciales de las plantas, responsables de su olor y sabor, son derivados del fenol. El eugenol se obtiene del clavo, la vainillina de las hojas de vainilla, el isoeugenol de la nuez moscada, y el timol del tomillo y la menta. El timol tiene un agradable sabor a menta, y por eso se utiliza en los enjuagues bucales o como desinfectante en el dentista, antes de que nos realicen una intervención en la cavidad bucal.

El *1,2,3-propanotriol (glicerol o glicerina)*, un alcohol trihidroxílico, es un líquido viscoso que se obtiene de los aceites y las grasas durante la producción de jabón. La presencia de varios grupos polares —OH en la estructura de este alcohol hace que tenga una buena afinidad por el agua, lo que convierte a la glicerina en un suavizante ideal para la piel en productos como lociones corporales, cosméticos, cremas de afeitado y jabones líquidos.

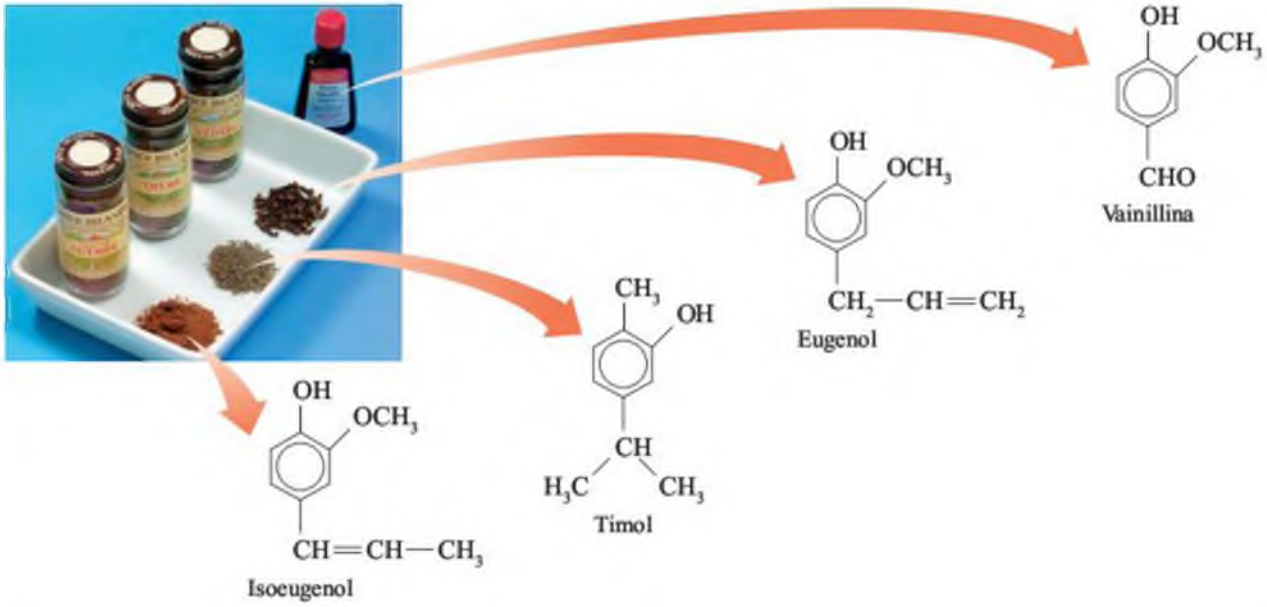


1,2,3-Propanotriol (glicerol)

El *1,2-etanodiol (etilenglicol)* se utiliza como anticongelante en sistemas de calefacción y refrigeración. También es un disolvente para pinturas, tintas y plásticos, y se utiliza en la producción de fibras sintéticas como el Dacrón. Por ingestión resulta extremadamente tóxico, ya que en el organismo se oxida a ácido oxálico y forma sales insolubles en los riñones, lo que puede causar el cese de la actividad renal, convulsiones y, en última instancia, la muerte. El etilenglicol tiene un sabor dulce que puede resultar atractivo a los niños o a las mascotas; por ello es importante almacenarlo en un lugar seguro.



1,2-Etanodiol (etilenglicol) Ácido oxálico



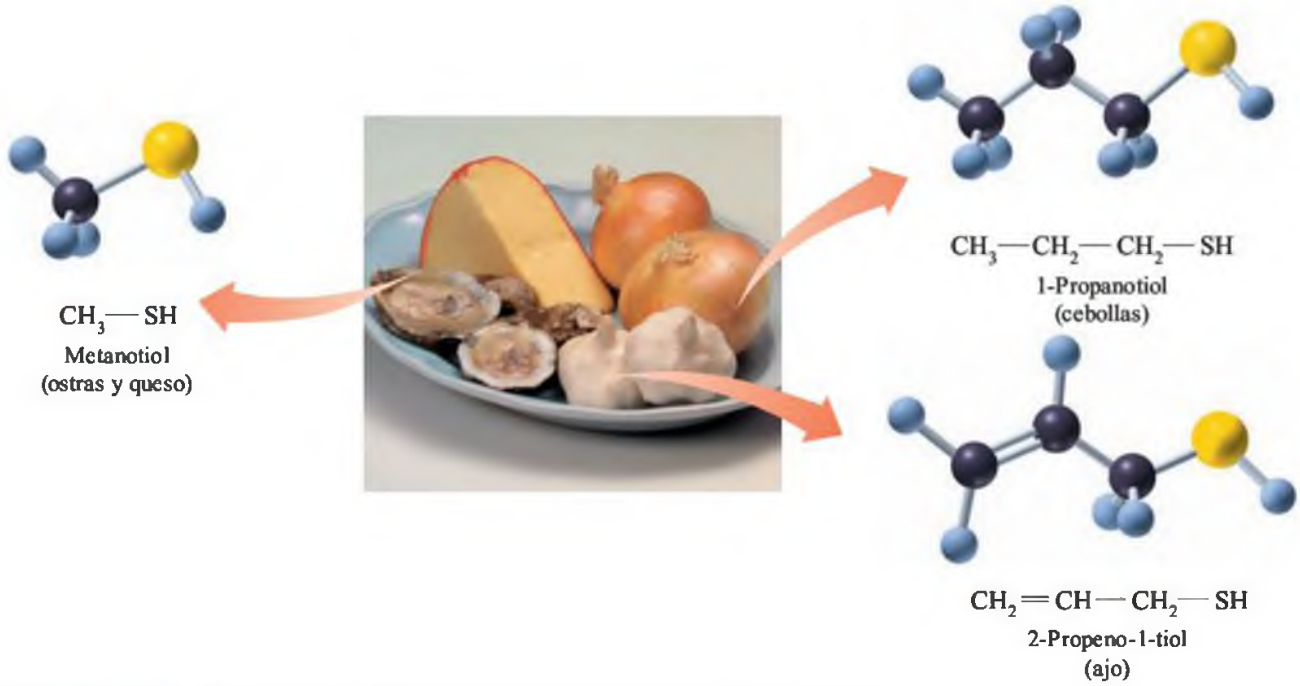


FIGURA 12.1 Los tioles son derivados de azufre que contienen el grupo —SH.
P ¿Por qué tienen los tioles estructuras similares a las de los alcoholes?

$CH_3—CH_2—SH$
Etanotiol

Tioles

Los **tioles** son una familia de compuestos orgánicos sulfurados que contienen el grupo *tiol* (—SH). Tienen una estructura muy similar a la de los alcoholes, pero, en lugar del grupo —OH, contienen el grupo —SH. El átomo de azufre se muestra en amarillo en el modelo molecular de bolas y varillas. En la nomenclatura IUPAC, los tioles se nombran añadiendo la palabra *tiol* al nombre de la cadena hidrocarbonada más larga que contenga al grupo —SH (fig. 12.1).

Una de las propiedades características de los tioles es su fuerte olor, que en ocasiones puede ser desagradable. A la presencia de tioles deben su olor las ostras, el queso cheddar, las cebollas o el ajo. Para detectar las pérdidas de gas natural (metano), normalmente se le añade una pequeña cantidad de etanotiol.

Éteres

Un *éter* contiene un átomo de oxígeno unido por dos enlaces sencillos a dos cadenas hidrocarbonadas, que pueden ser alquílicas o aromáticas. Los éteres tiene una estructura angular similar a la del agua o a la de los alcoholes, con la peculiaridad de que ambos átomos de hidrógeno son reemplazados por grupos alquilo o arilo.

La mayoría de los éteres se conocen por su nombre común. El nombre de un éter se compone designando cada sustituyente alquílico o aromático conectado al átomo de oxígeno, en orden alfabético y seguidos de la palabra *éter*. El nombre IUPAC solo se emplea cuando el éter es relativamente complejo.

Grupo metilo Grupo propilo
$CH_3—O—CH_2—CH_2—CH_3$
Nombre común: metilpropiléter

Algunos ejemplos de nombres comunes de éteres son los siguientes:

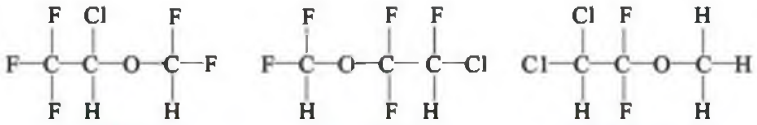
$CH_3—O—CH_3$ $CH_3—CH_2—O—CH_2—CH_3$ $CH_3—CH_2—O—$

Dimetiléter Dietiléter Etilfeniléter

Química y salud

Éteres y anestésicos

La anestesia facilita la pérdida de las sensaciones y de la consciencia de los pacientes. Un anestésico general es una sustancia que bloquea las señales de los centros de alarma en el cerebro, de manera que la persona anestesiada experimenta una pérdida de memoria y de la sensación de dolor, entrando en un letargo artificial. El nombre *éter* se ha asociado durante mucho tiempo con la anestesia, ya que el dietiléter fue el anestésico más usado durante más de 100 años. Aunque resulta fácil de administrar, el dietiléter es muy volátil y extremadamente inflamable: una pequeña chispa en la habitación donde se trabaja con dietiléter podría causar una explosión. Desde los años 50 se desarrollaron nuevos anestésicos, como el isoflurano (1-cloro-2,2,2-trifluoroetildifluorometiléter), el enflurano (2-cloro-1,1,2-trifluoroetildifluorometiléter) y el metoxiflurano (2,2-dicloro-1,1-difluoroetilmetiléter), que ni son inflamables ni causan náuseas, como sucede en el caso del éter etílico. La mayoría de estos nuevos anestésicos mantienen el grupo éter en su estructura, pero la adición de un átomo de halógeno reduce la volatilidad e inflamabilidad de los éteres. Más recientemente, estos anestésicos han sido reemplazados por el halotano (1-bromo-1-cloro-2,2,2-trifluoroetano) para evitar los efectos secundarios que provocan los anestésicos derivados de éteres.



EJERCICIO RESUELTO 12.3

Éteres

Escribe el nombre común del siguiente éter:

$CH_3—CH_2—O—CH_2—CH_2—CH_3$

SOLUCIÓN

Los sustituyentes unidos al oxígeno son un etilo y un propilo. El nombre común es etilpropiléter.

¡AHORA TÚ!

Formula la estructura del fenilmetiléter.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

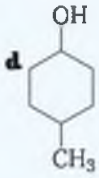
Alcoholes, tioles y éteres

12.1 Escribe el nombre IUPAC de las siguientes estructuras:

a. $CH_3—CH_2—OH$

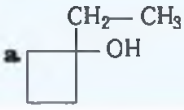
b. $CH_3—CH_2—CH(OH)—CH_3$

c. $CH_3—CH(OH)—CH_2—CH_2—CH_3$

d. 

e. $CH_3—CH_2—CH_2—SH$

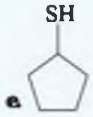
12.2 Escribe el nombre IUPAC de las siguientes estructuras:

a. 

b. $CH_3—CH_2—CH(CH_3)—CH_2—OH$

c. $CH_3—CH_2—CH(CH_3)—CH(CH_3)—CH_2—OH$

d. $CH_3—CH_2—CH_2—CH(OH)—CH_3$

e. 

12.3 Formula los siguientes alcoholes:

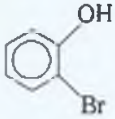
a. 1-propanol
b. alcohol metílico
c. 3-pentanol
d. 2-metil-2-butanol

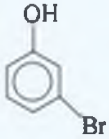
12.4 Formula los siguientes alcoholes:

a. alcohol etílico
b. 3-metil-1-butanol
c. 2,4-diclorociclohexanol
d. alcohol propílico

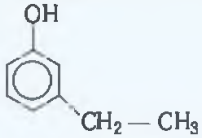
12.5 Nombra los siguiente fenoles:

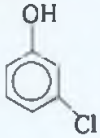
a

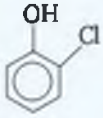
b 

c 

12.6 Nombra los siguiente fenoles:

a 

b 

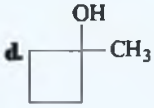
c 

12.7 Clasifica los siguientes alcoholes en primarios (1°), secundarios (2°) y terciarios (3°):

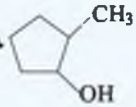
a $CH_3—\overset{CH_3}{CH}—CH_2—CH_2—OH$

b $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—OH$

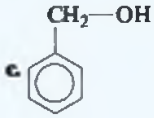
c $CH_3—\overset{OH}{\underset{CH_3}{C}}—CH_2—CH_3$

d 

12.8 Clasifica los siguientes alcoholes en primarios (1°), secundarios (2°) y terciarios (3°):

a 

b $CH_3—\overset{CH_3}{CH}—CH_2—OH$

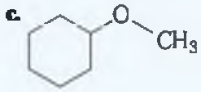
c 

d $CH_3—CH_2—CH_2—\overset{CH_3}{\underset{CH_3}{C}}—OH$

12.9 Escribe el nombre común de los siguientes éteres:

a $CH_3—O—CH_2—CH_3$

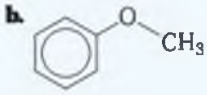
b $CH_3—CH_2—CH_2—O—CH_2—CH_2—CH_3$

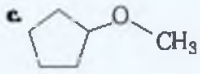
c 

d $CH_3—O—CH_2—CH_2—CH_3$

12.10 Escribe el nombre común de los siguientes éteres:

a $CH_3—CH_2—O—CH_2—CH_2—CH_3$

b 

c 

d $CH_3—O—CH_3$

12.11 Formula los siguientes éteres:

a etilpropiléter
b ciclopropiletiléter
c etilmetiléter

12.12 Formula los siguientes éteres:

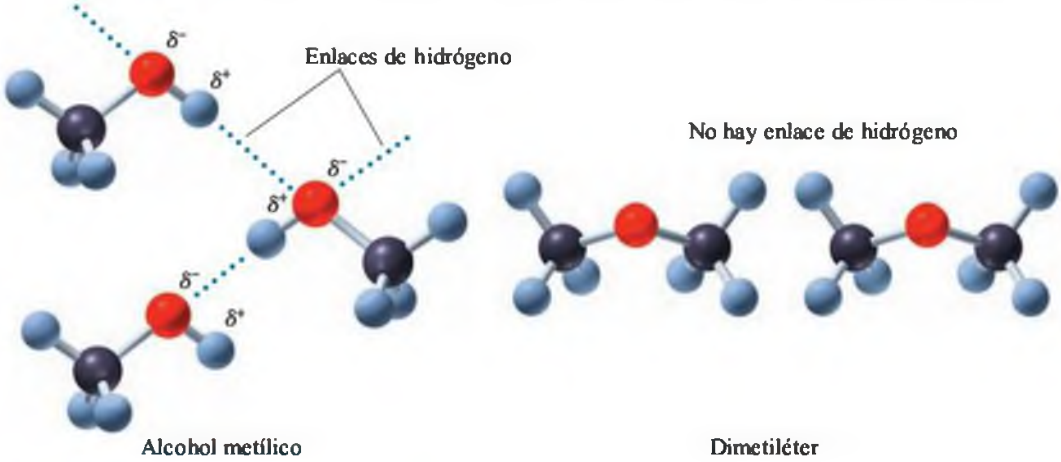
a dietiléter
b difeniléter
c ciclohexilmetiléter

EL OBJETIVO ES...

describir algunas propiedades de alcoholes y éteres.

12.2 PROPIEDADES DE ALCOHOLES Y ÉTERES

En el capítulo 10 vimos que los hidrocarburos son poco polares, ya que solo contienen hidrógeno y carbono. En este capítulo estudiaremos los compuestos que contienen oxígeno. La elevada electronegatividad del oxígeno hace que los alcoholes y los éteres tengan mayores puntos de ebullición y mayor solubilidad en agua que sus análogos hidrocarbonados.



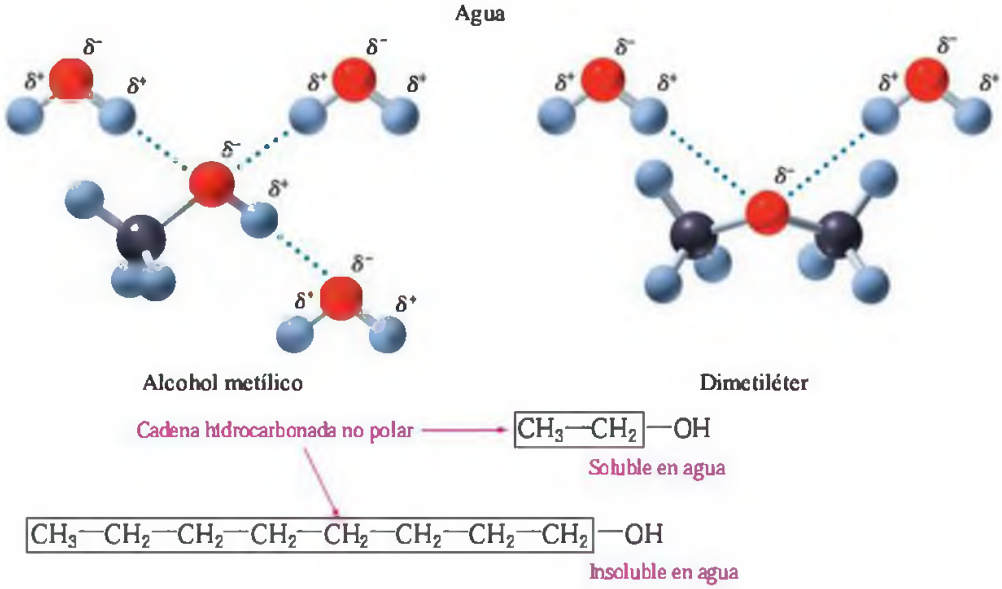
Puntos de ebullición

En los alcoholes, los átomos de oxígeno e hidrógeno del grupo hidroxilo (—OH) forman enlaces de hidrógeno con los hidrógenos y oxígenos, respectivamente, de otras moléculas del mismo alcohol (enlaces intermoleculares). Los éteres contienen un átomo de oxígeno, pero sin átomos de hidrógeno unidos directamente al mismo. Por esta razón los éteres no pueden formar enlaces de hidrógeno intermoleculares.

Los alcoholes tienen puntos de ebullición mayores que los alcanos o los éteres de similar masa. Para romper los enlaces de hidrógeno establecidos entre las moléculas de alcohol es preciso proporcionar la energía necesaria, utilizando temperaturas más altas que en el caso de éteres y alcanos, que no forman enlaces de hidrógeno intermoleculares. Los puntos de ebullición de alcanos y éteres son, por tanto, menores que los de alcoholes y similares entre sí.

Solubilidad en agua

El átomo de oxígeno que contienen los alcoholes y los éteres es responsable de su solubilidad en agua. En los alcoholes, el grupo polar —OH forma enlaces de hidrógeno con el agua. Sin embargo, a medida que aumenta el número de átomos de carbono en un alcohol, el efecto del grupo —OH disminuye. Los alcoholes de 1 a 4 átomos de carbono son solubles en agua, pero los alcoholes con 5 o más átomos de carbono ya no lo son.



Los éteres de cadena alquílica corta son solubles en agua porque el átomo de oxígeno forma enlaces de hidrógeno con el agua, pero los éteres no forman tantos enlaces de hidrógeno con el agua como los alcoholes. Por eso los éteres son más solubles en agua que los alcanos, pero no tanto como los alcoholes.

En la tabla 12.1 se comparan los puntos de ebullición y la solubilidad de algunos alcanos, alcoholes y éteres en función de su masa.

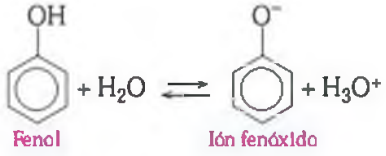
TABLA 12.1 Solubilidad y puntos de ebullición de algunos alcanos, alcoholes y éteres comunes de similar masa molar

Compuesto	Fórmula estructural	Masa molar (g/mol)	Punto de ebullición (°C)	Soluble en agua
Propano	$CH_3—CH_2—CH_3$	44	–42	No
Dimetiléter	$CH_3—O—CH_3$	46	–23	Sí
Etanol	$CH_3—CH_2—OH$	46	78	Sí
Butano	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$	58	0	No
Etilmetiléter	$CH_3—O—CH_2—CH_3$	60	8	Sí
1-Propanol	$CH_3—CH_2—CH_2—OH$	60	97	Sí

Solubilidad de fenoles

El fenol es soluble en agua porque el grupo hidroxilo es ligeramente ácido y se ioniza. De hecho, el fenol se conocía inicialmente por el nombre de *ácido carbólico*. Una disolución

concentrada de fenol es muy corrosiva y altamente irritante para la piel; puede causar quemaduras severas y su ingestión puede tener consecuencias fatales. Las disoluciones diluidas de fenol se empleaban antes como antisépticos en los hospitales, pero actualmente se han reemplazado por otras sustancias.



EJERCICIO RESUELTO 12.4

Propiedades de alcoholes y éteres

Indica qué compuesto de cada pareja será más soluble en agua:

a. propano o etanol
b. 1-propanol o 1-hexanol

SOLUCIÓN

a. El alcohol etílico es más soluble porque puede formar enlaces de hidrógeno con el agua.
b. El 1-propanol es más soluble porque tiene una cadena hidrocarbonada más corta.

¡AHORA TÚ!

El dimetiléter y el etanol tienen las misma masa molar (46), pero el etanol tiene un punto de ebullición muy superior al del dimetiléter. Justica la diferencia observada en los puntos de ebullición de ambos compuestos.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Propiedades de alcoholes y éteres

12.13 ¿Qué compuesto de las siguientes parejas tendrá un mayor punto de ebullición?
a. etano o metanol
b. dietiléter o 1-butanol
c. 1-butanol o pentano

12.14 El glicerol (1,2,3-propanotriol) tiene un punto de ebullición de 290 °C. El 1-pentanol, que tiene aproximadamente la misma masa molar que el glicerol, tiene un punto de ebullición de 138 °C. ¿Por qué el punto de ebullición del glicerol es tan elevado?

12.15 Indica si los siguientes compuestos son solubles o no en agua. Justifica tu respuesta.
a. $CH_3—CH_2—OH$
b. $CH_3—O—CH_3$
c. $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—OH$
d. $CH_3—CH_2—CH_3$

12.16 Justifica las siguientes observaciones:
a. El etanol es soluble en agua, mientras que el propano no lo es.
b. El dimetiléter es soluble en agua, pero el pentano no lo es.
c. El 1-propanol es soluble en agua, pero el 1-hexanol no se disuelve en agua.

EL OBJETIVO ES...

escribir las ecuaciones para la combustión, deshidratación y oxidación de alcoholes.

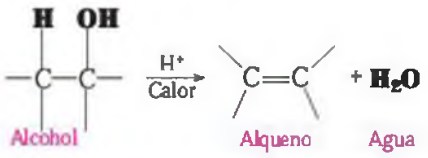
12.3 REACCIONES DE ALCOHOLES Y TIOLES

En el capítulo 10 estudiamos la combustión de los hidrocarburos en presencia de oxígeno. Los alcoholes también arden en presencia de oxígeno. Por ejemplo, en un restaurante, se puede preparar un postre vertiendo licor sobre fruta o un helado y quemando el alcohol que contiene el licor con la llama de un mechero. La combustión del etanol que contiene el licor se puede expresar mediante la siguiente ecuación:

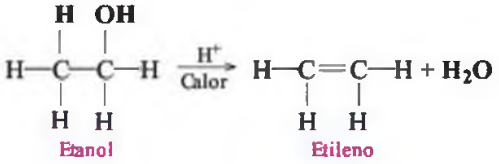
$$CH_3—CH_2—OH + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O + \text{energía}$$

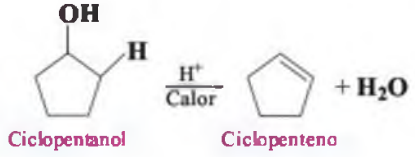
Deshidratación de alcoholes para formar alquenos

En capítulos anteriores vimos que la adición de agua a alquenos daba lugar a la formación de alcoholes. En la reacción inversa, los alcoholes pueden perder una molécula de agua cuando se calientan en presencia de un catalizador ácido, como el H_2SO_4. Durante la **deshidratación** de un alcohol se eliminan un —H y un —OH *de átomos de carbono adyacentes del mismo alcohol*, se libera una molécula de agua y se forma un doble enlace entre los carbonos implicados, es decir, un alqueno.



Ejemplos



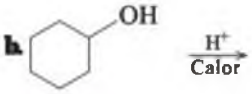


EJERCICIO RESUELTO 12.5

Deshidratación de alcoholes

Formula los alquenos obtenidos por deshidratación de los siguientes alcoholes:

a. $CH_3—CH_2—\overset{OH}{\overset{|}{CH}}—CH_2—CH_3 \xrightarrow[\text{Calor}]{H^+}$

b. 

SOLUCIÓN

a. $CH_3—CH_2—CH=CH—CH_3$

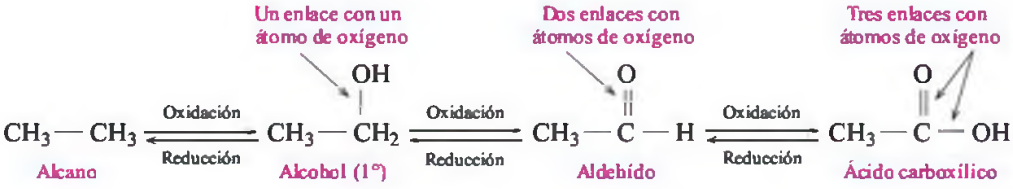
b. El grupo —OH del alcohol se elimina junto a un hidrógeno del carbono adyacente, aunque se debe recordar que los hidrógenos no se dibujan en este tipo de representación geométrica.

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es el nombre del alqueno que se obtiene por deshidratación del ciclopentanol?

Oxidación de alcoholes

En el capítulo 5 definimos el término **oxidación** como la pérdida de átomos de hidrógeno o la adición de oxígeno. En Química orgánica, se produce una reacción de oxidación cuando aumenta el número de enlaces carbono-oxígeno. En las reacciones de reducción, los productos tienen menos enlaces entre átomos de carbono y oxígeno.

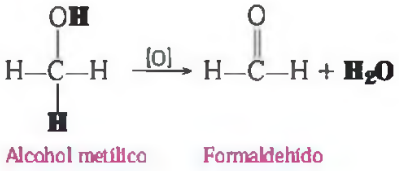


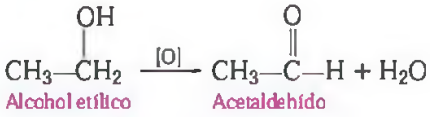
the Chemistry place

CASE STUDY
Alcohol Toxicity

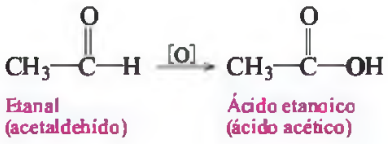
Oxidación de alcoholes primarios y secundarios

La oxidación de un alcohol primario propicia la formación de un aldehído, que contiene un doble enlace entre los átomos de carbono y oxígeno. La oxidación implica la eliminación de dos hidrógenos, uno del grupo —OH y otro del carbono unido al mismo. Cuando se quiere indicar la presencia de un agente oxidante en una reacción, este se representa con el símbolo [O].

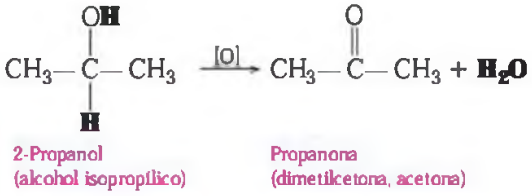




Los aldehídos pueden adicionar más oxígeno, conduciendo a la formación de ácidos carboxílicos. Dicha transformación está tan favorecida que en ocasiones es difícil detener el proceso de oxidación en el aldehído. Los ácidos carboxílicos se estudiarán con más detalle en el capítulo 13.



En la oxidación de alcoholes secundarios, los productos que se obtienen son cetonas. Para la obtención de las mismas se eliminan dos átomos de hidrógeno, uno del grupo —OH y otro del carbono unido al mismo. El resultado es una cetona que tiene un doble enlace carbono-oxígeno conectado a grupos alquilo por ambos extremos. Las cetonas no se oxidan a otros productos, ya que no hay átomos de hidrógeno unidos al grupo carbonilo.



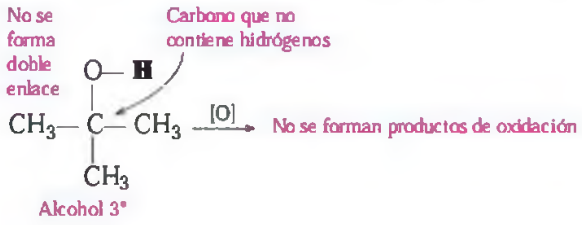
Profesiones con química

Farmacéutico

«La farmacia es una de las herramientas que posibilita la integración de la química en la medicina y el tratamiento de los pacientes» comenta Dorotea Lorimer, farmacéutica del Kaiser Hospital. «Si algún paciente es alérgico a la medicación, me encargo de comprobar si otros fármacos alternativos tienen propiedades similares. Por ejemplo, hay personas alérgicas al azufre: si la medicación que se les ha recetado tiene azufre, existe la posibilidad de que cause una reacción en el paciente».

En la receta se indica la cantidad exacta del fármaco para un tratamiento, y en la farmacia se comprueba el nombre químico, la fórmula y la cantidad de sustancia necesaria en miligramos o microgramos. Una vez que se han realizado estas comprobaciones, se preparan las cápsulas o pastillas indicadas y se guardan en el frasco adecuado. Si se trata de un medicamento líquido, se mide el volumen necesario y se introduce en una botella para tratamientos con medicamentos líquidos.

Los alcoholes terciarios no se oxidan porque no tienen átomos de hidrógeno adicionales en el carbono que contiene el grupo —OH. Dado que los enlaces C—C son muy estables como para sufrir una oxidación, los alcoholes terciarios no experimentan esta reacción.



EJERCICIO RESUELTO 12.6

Oxidación de alcoholes

Formula los aldehídos y las cetonas que se obtienen por oxidación de los siguientes compuestos:

a. $CH_3—CH_2—CH(OH)—CH_3$

b. $CH_3—CH_2—CH_2—OH$

SOLUCIÓN

a. Un alcohol secundario (2°) se oxida a una cetona.

$$CH_3—CH_2—\overset{\overset{O}{\|}}{C}—CH_3$$

b. Un alcohol primario (1°) se oxida a un aldehído.

$$CH_3—CH_2—\overset{\overset{O}{\|}}{C}—H$$

¡AHORA TÚ!

Formula el producto que se obtiene en la oxidación del 2-propanol.

Oxidación de tioles

Los tioles se oxidan perdiendo un átomo de hidrógeno del grupo —SH. El producto de oxidación se conoce como **disulfuro**.

En el cabello, las proteínas se encuentran entrecruzadas mediante enlaces disulfuro, que se forman fundamentalmente a partir de los grupos tiol del aminoácido cisteína.

Cadena proteica—CH_2—**SH** + **HS**—CH_2—Cadena proteica $\xrightarrow{[O]}$

Residuos de cisteína en la cadena lateral

Cadena proteica—CH_2—**S**—**S**—CH_2—Cadena proteica + $\mathbf{H_2O}$

Enlade disulfuro

Cuando una persona se hace una permanente, lo que sucede es que se rompen los enlaces disulfuro de las proteínas del cabello con un agente reductor. Tras la acción del reductor, cuando el pelo todavía está sujeto con bigudíes, se aplica un agente oxidante que hace que se formen nuevos enlaces disulfuro entre diferentes zonas de las hebras de la proteína, y el cabello adquiere un aspecto diferente.

Química y salud

Oxidación de alcohol en el organismo

El alcoholismo (o consumo excesivo de etanol) es un importante problema social. Cuando se ingiere en pequeñas cantidades, el etanol puede producir una sensación de euforia, a pesar de que es un depresor del sistema nervioso central. En el hígado, las enzimas, como la alcohol deshidrogenasa, oxidan el alcohol a acetaldehído, una sustancia que dificulta la coordinación física y mental. Si la concentración de alcohol en sangre es superior al 0,4% se puede entrar en coma, o incluso producirse la muerte. En la tabla 12.2 se recogen los cambios en el comportamiento observados a medida que aumenta el nivel de alcohol en sangre.

$$\underset{\text{Etanol (alcohol etílico)}}{CH_3-CH_2-OH} \xrightarrow{[O]} \underset{\text{Etanal (acetaldehído)}}{CH_3-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H} \xrightarrow{[O]} 2CO_2 + H_2O$$

TABLA 12.2 Comportamiento característico de una persona de 68 kg que consume alcohol

Número de cervezas (360 ml) o de vasos de vino (150 ml)	Nivel de alcohol en sangre (m/v%)	Comportamiento observado
1	0,025	Aturdimiento, aumento de la locuacidad
2	0,05	Euforia, risa, aumento del volumen de voz
4	0,10	Desinhibición, perdida de coordinación, somnolencia. Nivel de alcohol en sangre máximo permitido en muchos países
8	0,20	Intoxicación, irritabilidad, exaltación de emociones
12	0,30	Inconsciencia
16-20	0,40-0,50	Coma o muerte

El acetaldehído que se obtiene del etanol en el hígado es posteriormente oxidado a ácido acético, que se convierte en dióxido de carbono y agua en el ciclo de Krebs (o ciclo del ácido cítrico). Por tanto, las enzimas del hígado consiguen metabolizar el etanol, pero los aldehídos y los ácidos carboxílicos intermedios que se obtienen pueden causar importantes daños en las células y en el hígado durante el tiempo que se encuentran presentes.

Una persona de aproximadamente 68 kg de peso necesita alrededor de una hora para metabolizar 300 ml de cerveza. Sin embargo, la velocidad del metabolismo del etanol varía entre personas acostumbradas a beber y abstemios. Normalmente, una persona que no consuma alcohol o que lo haga esporádicamente puede metabolizar alrededor de 12-15 mg/dl de etanol en sangre en una hora. Algunos efectos del metabolismo del alcohol son el aumento de lípidos en el hígado (hígado graso), un aumento de triglicéridos en suero, el desarrollo de enfermedades como la gastritis, la pancreatitis, la cetoacidosis y la hepatitis alcohólica, además de desórdenes psicológicos.

Cuando se detiene a un conductor para realizarle un test de alcoholemia, se le pide que expire aire a través de una disolución que contiene iones Cr^{6+}, de color anaranjado. Si en el aire exhalado hay alcohol etílico, el alcohol se oxida y el Cr^{6+} se reduce a Cr^{3+}, que es una disolución verdosa.

$$\underset{\text{Etanol}}{CH_3-CH_2-OH} + \underset{\text{Naranja}}{Cr^{6+}} \xrightarrow{[O]} \underset{\text{Ácido acético}}{CH_3-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH} + \underset{\text{Verde}}{Cr^{3+}}$$

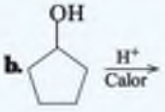
Para el tratamiento del alcoholismo se emplea el fármaco disulfiram, que previene la oxidación del acetaldehído a ácido acético. Si una persona que esté siendo tratada con este fármaco bebe alcohol, el acetaldehído se acumula en la sangre y le produce náuseas, sudoración, dolor de cabeza, mareo, vómitos y dificultades respiratorias. Con estos efectos secundarios, se espera que el paciente tenga una menor propensión a la ingesta de alcohol.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Reacciones de los alcoholes y los tioles

12.17 Formula los alquenos que se obtienen en cada una de las siguientes reacciones de deshidratación:

a. $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-OH \xrightarrow[\text{Calor}]{H^+}$

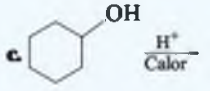
b. 

c. $CH_3-CH_2-\underset{\underset{|}{}}{CH}(OH)-CH_2-CH_3 \xrightarrow[\text{Calor}]{H^+}$

12.18 Formula los alquenos que se obtienen en cada una de las siguientes reacciones de deshidratación:

a. $CH_3-CH_2-OH \xrightarrow[\text{Calor}]{H^+}$

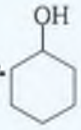
b. $CH_3-CH(CH_3)-CH_2-OH \xrightarrow[\text{Calor}]{H^+}$

c. 

12.19 Formula los aldehídos o las cetonas que se obtienen en las siguientes oxidaciones de alcoholes ([O]). Indica en qué casos no se produce oxidación.

a. $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—OH$

b. $CH_3—CH_2—CH(OH)—CH_3$

c. 

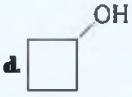
d. $CH_3—CH(OH)—CH_2—CH(CH_3)—CH_3$

12.20 Formula los aldehídos o las cetonas que se obtienen en las siguientes oxidaciones de alcoholes ([O]). Indica en qué casos no se produce oxidación.

a. $CH_3—CH(CH_3)—CH_2—CH_2—OH$

b. $CH_3—CH_2—C(OH)(CH_3)—CH_3$

c. $CH_3—CH_2—CH(OH)—CH_2—CH_3$

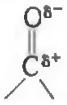
d. 

12.4 ALDEHÍDOS Y CETONAS

EL OBJETIVO ES...

identificar los compuestos con grupo carbonilo como aldehídos y cetonas. Escribir su nombre IUPAC.

Como vimos en el capítulo 10, el grupo carbonilo es aquel en el que un átomo de carbono y un átomo de oxígeno se encuentran unidos a través de un doble enlace. Este doble enlace es similar al de los alquenos, pero con la singularidad de que está polarizado. El átomo de oxígeno con dos pares de electrones sin compartir es más electronegativo que el átomo de carbono. Por tanto, el grupo carbonilo es un dipolo con una localización parcial de carga negativa (δ^-) sobre el oxígeno y una localización parcial de carga positiva sobre el carbono (δ^+). La polaridad del grupo carbonilo condiciona extraordinariamente las propiedades físicas y químicas de aldehídos y cetonas.



En un **aldehído** el carbono del grupo carbonilo se une al menos a un átomo de hidrógeno. Adicionalmente, el átomo de carbono también está unido a otro de hidrógeno, a un carbono de un grupo alquílico o a un anillo aromático (fig. 12.2). En una **cetona**, el grupo carbonilo se une a dos grupos, que pueden ser alquílicos o aromáticos.

Cuando se formula un aldehído, se puede representar con los átomos separados y los enlaces correspondientes o de forma abreviada como —CHO, en donde se supone que entre el carbono y el oxígeno existe un doble enlace. El grupo ceto (C=O) también se representa en ocasiones como CO.

Aldehído

$$CH_3—CH_2—C(=O)—H \;=\; CH_3—CH_2—CHO$$

Cetona

$$CH_3—C(=O)—CH_3 \;=\; CH_3—CO—CH_3$$

the Chemistry place

WEB TUTORIAL
Aldehydes and Ketones

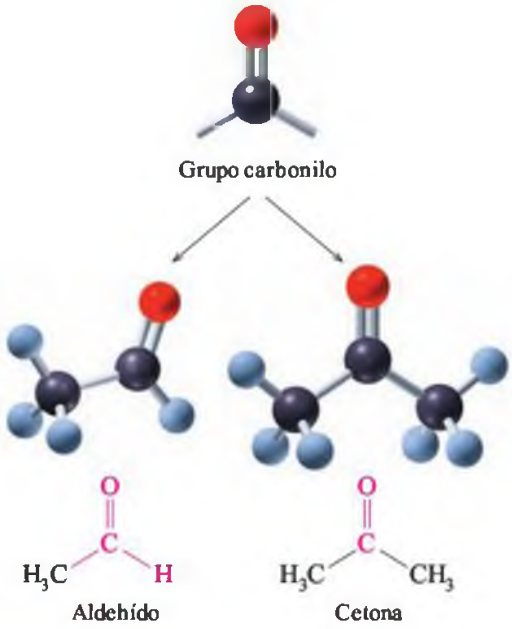


FIGURA 12.2 Los aldehídos y las cetonas se caracterizan por tener un grupo carbonilo en su estructura.

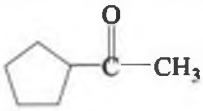
P Si tanto aldehídos como cetonas contienen un grupo carbonilo, ¿cuál es la diferencia entre los compuestos de ambas familias?

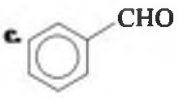
EJERCICIO RESUELTO 12.7

Identificación de aldehídos y cetonas

En los siguientes compuestos, indica cuáles son aldehídos y cuáles cetonas:

a. $CH_3—C(CH_3)_2—CH_2—C(=O)—H$

b. 

c. 

SOLUCIÓN

a. aldehído
b. cetona
c. aldehído

¡AHORA TÚ!

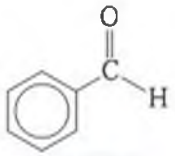
Formula la cetona que contiene el grupo carbonilo unido a dos grupos etilo.

Nomenclatura de aldehídos

El nombre IUPAC de un aldehído se construye reemplazando la terminación *o* del alcano del que deriva por *al*.

Paso 1 **Nombrar la cadena hidrocarbonada más larga que contenga al grupo carbonilo reemplazando la terminación *o* del alcano correspondiente por *al*.** No es necesario asignar un número a la posición que ocupa el aldehído en la cadena, ya que siempre va a estar en el extremo de la misma (carbono 1).

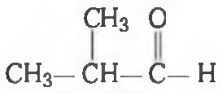
En la nomenclatura IUPAC, el aldehído del benceno se nombra como benzaldehído.



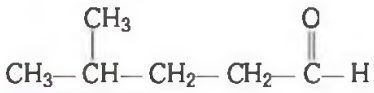
Benzaldehído

Los aldehídos que derivan de los 4 primeros alcanos sin ramificar se conocen por sus nombres comunes, que terminan en *aldehído* (fig. 12.3). El origen de estos nombres comunes es la palabra latina o griega del ácido carboxílico con el mismo número de átomos de carbono. Estudiaremos los ácidos carboxílicos en el próximo capítulo.

Paso 2 **Nombrar y numerar el resto de los sustituyentes en la cadena hidrocarbonada, asignando al grupo carbonilo la posición 1.**



2-Metilpropanal



4-Metilpentanal

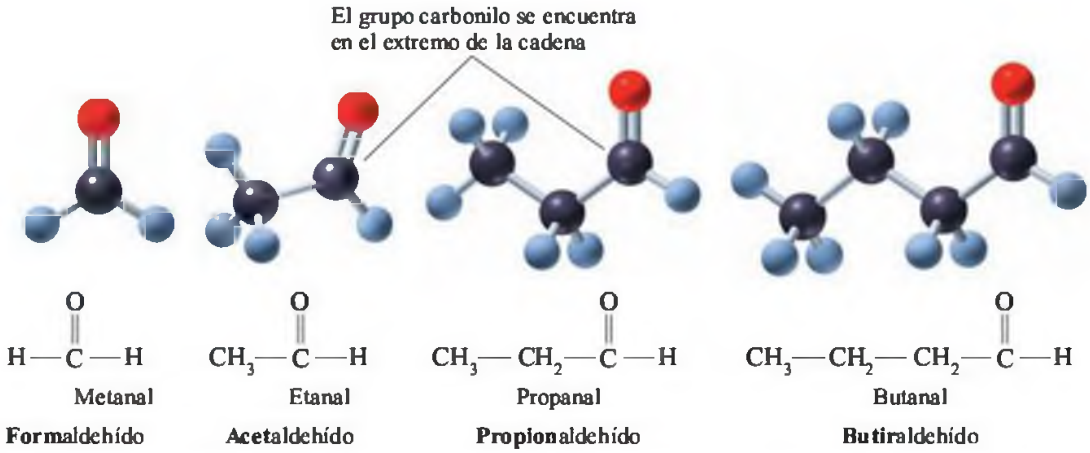


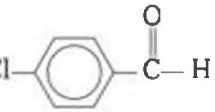
FIGURA 12.3 En la estructura de un aldehído, el grupo carbonilo siempre está en un extremo de la cadena.
P ¿Por qué el grupo carbonilo de un aldehído siempre se encuentra en el extremo de la cadena?

EJERCICIO RESUELTO 12.8

Nomenclatura de aldehídos

Escribe el nombre IUPAC de los siguientes aldehídos:

a. $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-H$

b. 

c. $CH_3-\overset{\overset{\displaystyle CH_3}{|}}{CH}-CH_2-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-H$

SOLUCIÓN

a. pentanal
b. 4-clorobenzaldehído
c. La cadena más larga tiene cuatro átomos de carbono y hay un grupo metilo como sustituyente en el tercer carbono. El nombre IUPAC es 3-metilbutanal.

¡AHORA TÚ!

¿Cuáles son el nombre IUPAC y el nombre común del aldehído con tres átomos de carbono?

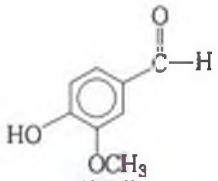
Química y medioambiente

Vainilla

La vainilla se ha empleado como saborizante desde hace miles de años. Hernán Cortés trajo la vainilla a Europa después de probar la bebida que le ofreció el Emperador Moctezuma en México, hecha con esta planta y cacao. La vainilla pronto se instauró como aromatizante y saborizante en perfumes y tabacos. En la actualidad, la vainilla que se utiliza en todo el mundo proviene de México, Madagascar, Islas de la Reunión, Islas Seychelles, Tahití, Sri Lanka, Java, Filipinas y el continente africano.

La vainilla es una planta que pertenece a la familia de las orquídeas. En realidad, hay varias especies de *Vainilla*, pero la *Vainilla planifolia* (o *Vainilla fragante*) es la que proporciona un mejor sabor. La planta de vainilla crece como la vid y puede alcanzar hasta 30 m de longitud. Sus flores se auto-polinizan, dando lugar a un fruto verde que se recoge a los 8 o 9 meses. La vainilla se seca al sol, y se recoge un tallo alargado, marrón oscuro, que se conoce como vaina o judía de vainilla, ya que recuerda la forma de un manojo de judías. El sabor y la fragancia de la vainilla provienen de las semillas negras que hay en el interior de estas vainas.

Las semillas y las vainas de vainilla se emplean para aderezar distintos postres, como helados y natillas. El extracto de vainilla se prepara cortando las vainas de vainilla, extrayendo el líquido que contienen y mezclándolo con una disolución de etanol en agua al 35%. Este líquido que se extrae de la vainilla contiene un aldehído que se conoce como *vainillina*.



Vainillina

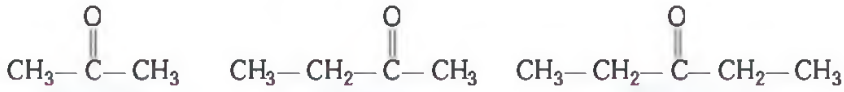
Nomenclatura de cetonas

Los aldehídos y las cetonas son algunos de los compuestos orgánicos más importantes. Debido al papel fundamental que han jugado en la Química orgánica durante más de un siglo, los nombres comunes de las cetonas lineales se siguen empleando habitualmente. En el nombre común de una cetona, los grupos unidos al grupo carbonilo se nombran como sustituyentes, ordenados alfabéticamente y terminados en *cetona*. La acetona, que es el otro nombre que se le da a la propanona, ha mantenido el nombre IUPAC.

En la nomenclatura IUPAC, las cetonas se nombran como el alcano del que proceden, pero sustituyendo la terminación *o* por *ona*.

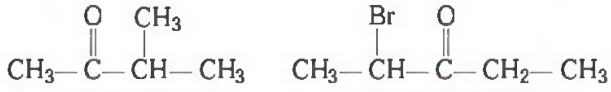
Paso 1 **Nombrar la cadena hidrocarbonada más larga que contenga el grupo carbonilo reemplazando la terminación *o* por *ona*.**

Paso 2 **Numerar la cadena principal, empezando por el extremo más próximo al grupo carbonilo.** Indica el número del carbono carbonílico delante del nombre de la cetona (en el caso de la propanona y la butanona no es preciso indicar la posición del carbono carbonílico).



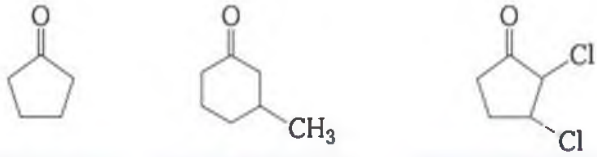
Propanona (dimetilcetona; acetona) — Butanona (etilmetilcetona) — 3-Pentanona (dietilcetona)

Paso 3 **Nombrar y numerar los sustituyentes de la cadena hidrocarbonada.**



3-Metilbutanona — 2-Bromo-3-pentanona

Paso 4 **En el caso de cetonas cíclicas, el prefijo *cíclo* precede al nombre de la cetona.** El ciclo se numera empezando por el carbono carbonílico y asignando los localizadores más bajos posibles a los sustituyentes.

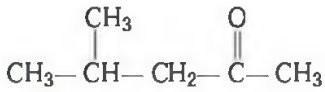


Ciclopentanona — 3-Metilciclohexanona — 2,3-Diclorociclopentanona

EJERCICIO RESUELTO 12.9

Nomenclatura de cetonas

Escribe el nombre IUPAC de la siguiente cetona:



SOLUCIÓN

La cadena más larga es de cinco átomos de carbono. Empezando a numerar por la derecha, el carbono carbonílico es el segundo y el grupo metilo está en el carbono 4. El nombre IUPAC es 4-metil-2-pentanona.

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es el nombre común de la 3-hexanona?

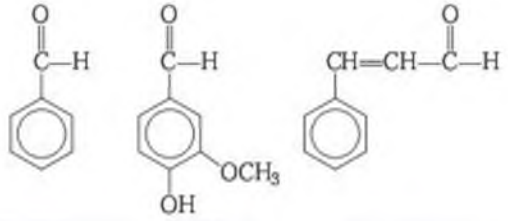
Química y salud

Aldehídos y cetonas de interés

El *formaldehído*, el aldehído más sencillo, es un gas incoloro de olor irritante. En la industria se emplea como reactivo en la síntesis de polímeros utilizados para la fabricación de diferentes tejidos: como materiales de aislamiento, para la elaboración de alfombras, en conglomerados como el *Plywood* y en plásticos para las encimeras de las cocinas. La disolución acuosa denominada formalina contiene un 40% de formaldehído, y se usa como germicida o para conservar diferentes especímenes biológicos. La exposición a los vapores de formaldehído puede causar irritación ocular, nasal y del tracto respiratorio superior e irritación de la piel, dolor de cabeza, mareos y fatiga en general. El formaldehído está clasificado como carcinogénico.

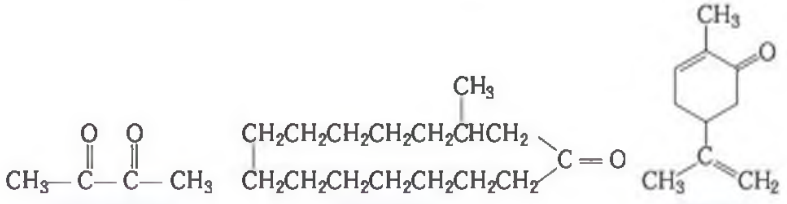
La *acetona*, o propanona (dimetilcetona), que es la cetona más simple, es un líquido incoloro con un olor suave que se emplea a menudo como disolvente en líquidos limpiadores, en quitapinturas, quitaesmaltes, y en adhesivos (fig. 12.4). En el organismo la acetona se produce cuando hay una diabetes incontrolada, un ayuno prolongado o dietas con alto contenido proteico, en las que se metabolizan grandes cantidades de grasas para producir energía.

Algunos aldehídos aromáticos naturales se emplean como saborizantes en comidas, o como fragancias en perfumes. El benzaldehído se puede encontrar en las almendras; la vainillina, en las vainas de vainilla y el cinamaldehído en la canela.

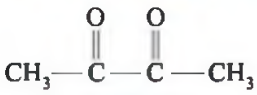


Benzaldehído (almendras) — Vainillina (vainilla) — Cinamaldehído (canela)

El sabor de la mantequilla o de la margarina proviene de la butanodiona, la muscona se usa como almizcle en la preparación de muchos perfumes y el aceite de hierbabuena contiene carvona.



Butanodiona (sabor de la mantequilla) — Muscona (almizcle) — Carvona (aceite de hierbabuena)



Butanodiona

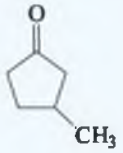
FIGURA 12.4 La acetona se usa como disolvente en los quitaesmaltes de uñas o quitapinturas.
P ¿Cuál es el nombre IUPAC de la acetona?

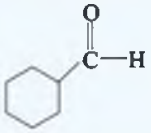
EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Aldehídos y cetonas

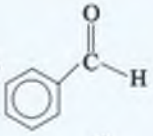
12.21 Indica en cada uno de los siguientes compuestos si se trata de un aldehído o una cetona:

a. $CH_3—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_3$

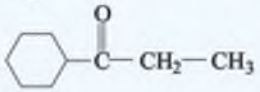
b. 

c. 

12.22 Indica en cada uno de los siguientes compuestos si se trata de un aldehído o una cetona:

a. 

b. $CH_3—\overset{CH_3}{\overset{|}{CH}}—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$

c. 

12.23 Escribe el nombre común de cada uno de los siguientes compuestos:

a. $CH_3—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$

b. $CH_3—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_2—CH_2—CH_3$

c. $H—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$

12.24 Escribe el nombre común de cada uno de los siguientes compuestos:

a. $CH_3—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_2—CH_3$

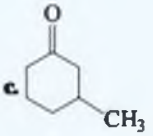
b. $CH_3—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_2—CH_3$

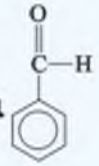
c. $CH_3—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$

12.25 Escribe el nombre IUPAC de cada uno de los siguientes compuestos:

a. $CH_3—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$

b. $CH_3—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—\overset{CH_3}{\overset{|}{CH}}—CH_3$

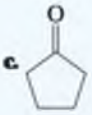
c. 

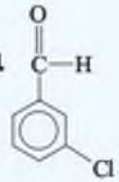
d. 

12.26 Escribe el nombre IUPAC de cada uno de los siguientes compuestos:

a. $CH_3—CH_2—\overset{CH_3}{\overset{|}{CH}}—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$

b. $CH_3—CH_2—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_3$

c. 

d. 

12.27 Formula los siguientes compuestos:
- **a.** acetaldehído
- **b.** butilmetilcetona
- **c.** 2-pentanona
- **d.** 3-metilpentanal

12.28 Formula los siguientes compuestos:
- **a.** propionaldehído
- **b.** 4-bromobutanona
- **c.** butanal
- **d.** acetona

12.5 PROPIEDADES DE ALDEHÍDOS Y CETONAS

EL OBJETIVO ES...

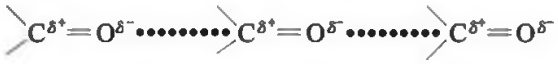
comparar los puntos de ebullición y la solubilidad de aldehídos y cetonas con los de alcanos y alcoholes.

A temperatura ambiente, el formaldehído (p.e. −21 °C) y el acetaldehído (p.e. 21 °C) son gases, mientras que los aldehídos que contienen de 3 a 10 átomos de carbono son líquidos. La polaridad del grupo carbonilo, donde el átomo de oxígeno presenta una localización parcial de carga negativa y el átomo de carbono una carga parcial positiva, determina los puntos de ebullición y la solubilidad de aldehídos y cetonas en agua.

Puntos de ebullición

La polaridad del grupo carbonilo hace que los aldehídos y las cetonas tengan mayores puntos de ebullición que los alcanos y los éteres de similar masa. El aumento de los puntos de ebullición se debe a la existencia de interacciones de tipo dipolo-dipolo.

Interacción dipolo-dipolo



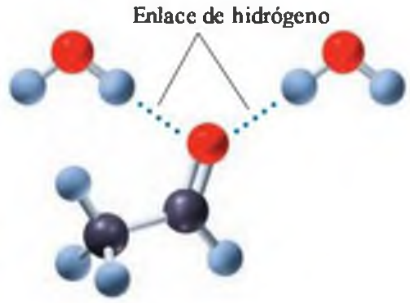
Sin embargo, como los aldehídos y las cetonas no tienen un átomo de hidrógeno unido al oxígeno carbonílico, no pueden formar enlaces de hidrógeno consigo mismos. Por esta razón, los puntos de ebullición de estos compuestos son inferiores a los de los alcoholes.

	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$	$CH_3—CH_2—O—CH_3$	$CH_3—CH_2—C(=O)—H$	$CH_3—C(=O)—CH_3$	$CH_3—CH_2—CH_2—OH$
Nombre	Butano	Etilmetiléter	Propanal	Propanona	1-Propanol
Masa molar	58	60	58	58	60
Familia	Alcano	Éter	Aldehído	Cetona	Alcohol
p.e.	0 °C	8 °C	49 °C	56 °C	97 °C

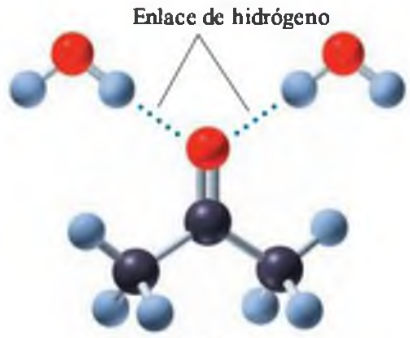
Aumento del punto de ebullición

Solubilidad de aldehídos y cetonas en agua

Aunque los aldehídos y las cetonas no forman enlaces de hidrógeno consigo mismos, el átomo de oxígeno electronegativo sí establece enlaces de hidrógeno con el hidrógeno de las moléculas de agua. Por ello, los compuestos carbonílicos de 1 a 4 átomos de carbono son muy solubles en agua. Sin embargo, los compuestos carbonílicos con 5 átomos de carbono o más ya no son tan solubles, puesto que la cadena alquílica disminuye el efecto de la polaridad del grupo carbonilo.



Acetaldehído



Acetona

EJERCICIO RESUELTO 12.10

Puntos de ebullición y solubilidad

¿El punto de ebullición del etanol, $CH_3—CH_2—OH$, es mayor o menor con respecto al del etanal? Justifica tu respuesta.

SOLUCIÓN

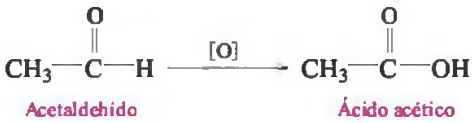
El etanol tiene un punto de ebullición más elevado porque sus moléculas pueden formar enlaces de hidrógeno entre ellas, mientras que las moléculas del etanal no forman enlaces de hidrógeno entre sí.

¡AHORA TÚ!

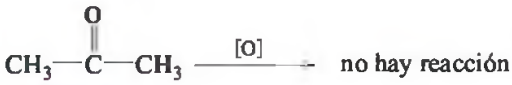
Si las moléculas de acetona no pueden formar enlaces de hidrógeno entre ellas, ¿por qué es la acetona tan soluble en agua?

Oxidación

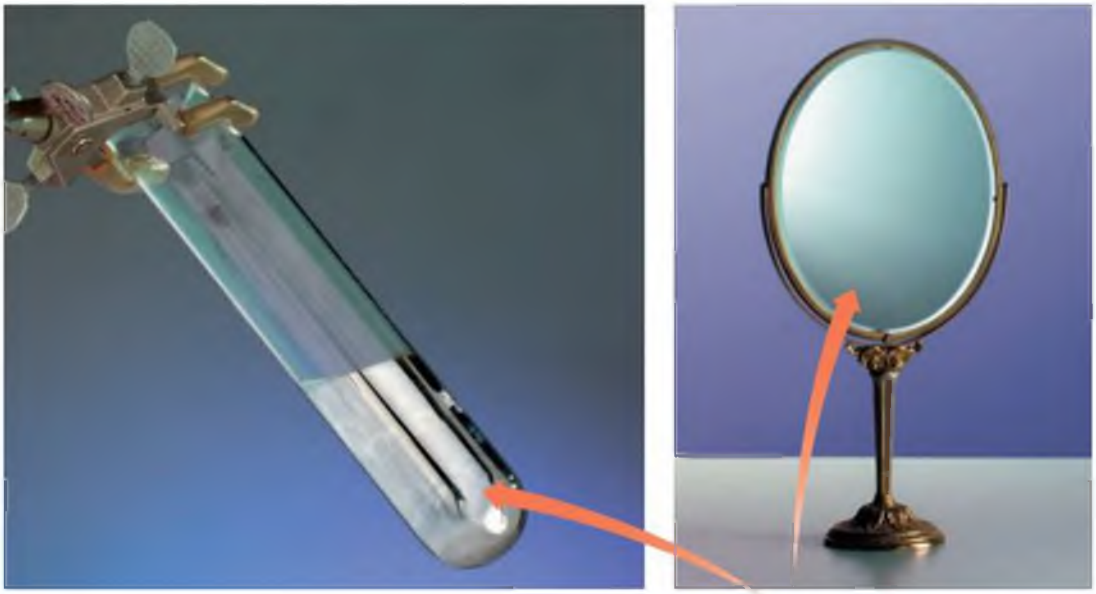
Los aldehídos se oxidan con facilidad a ácidos carboxílicos. Las cetonas, por el contrario, no forman especies más oxidadas.



Acetaldehído — Ácido acético



Propanona



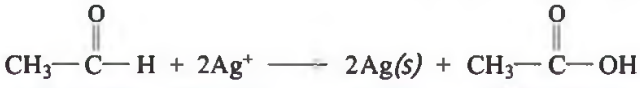
$Ag^+ + 1e^- \longrightarrow Ag(s)$

FIGURA 12.5 En el test de Tollens se forma un espejo de plata cuando la oxidación de un aldehído reduce el ión plata a plata metálica. La superficie plateada de los espejos se produce de manera similar.

P ¿Cuál es el producto de oxidación de un aldehído?

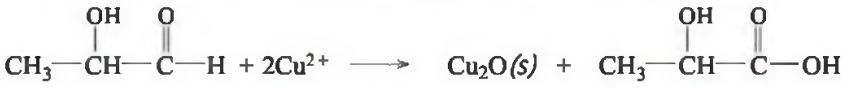
Test de Tollens

El **test de Tollens** utiliza una disolución de Ag^+ ($AgNO_3$) y amoniaco que oxida a los aldehídos pero no a las cetonas. El ión plata se reduce y forma lo que se conoce como «espejo de plata» en el interior del recipiente en el que se lleva a cabo el test. Un procedimiento análogo es el que se utiliza comercialmente para la fabricación de espejos, aplicando sobre la superficie de un cristal con un vaporizador una mezcla de $AgNO_3$ y amoniaco (fig. 12.5).



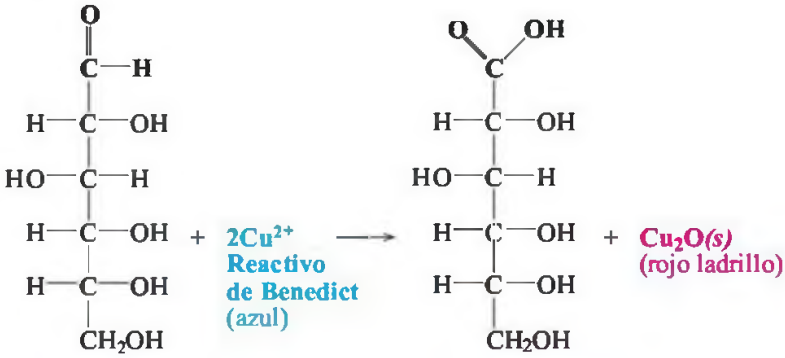
Acetaldehído — Reactivo de Tollens — Espejo de plata — Ácido acético

Otro test, el **test de Benedict,** permite detectar aldehídos que tienen un grupo hidroxilo en el carbono contiguo. Cuando el reactivo de Benedict se añade a este tipo de aldehídos, los iones Cu^{2+} que contiene el $CuSO_4$ forman un sólido de color rojo ladrillo de Cu_2O (fig. 12.6). El test es negativo con aldehídos y cetonas que no contienen otro grupo funcional.

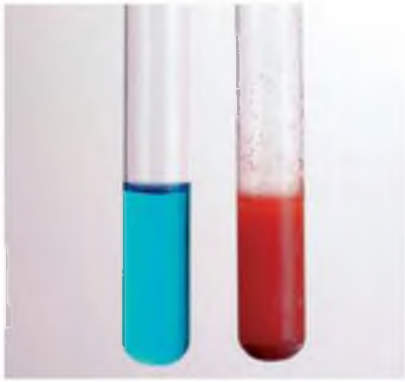


2-Hidroxipropanal — Reactivo de Benedict — Sólido rojo ladrillo — Ácido 2-hidroxipropanoico

Muchos azúcares, como la glucosa, contienen un grupo hidroxilo contiguo a un aldehído, por lo que son fáciles de identificar con el reactivo de Benedict. Este reactivo se emplea, por ejemplo, para determinar la presencia de glucosa en sangre y orina.



D-Glucosa — D-Ácido glucónico



Cu^{2+} $Cu_2O(s)$

FIGURA 12.6 El Cu^{2+} de la disolución de Benedict (de color azul) forma un sólido de color rojo ladrillo de Cu_2O por reacción con muchos azúcares y aldehídos con grupos hidroxilo adyacentes al grupo carbonilo.

P ¿Cuál de los 2 tubos que aparecen en la imagen contiene glucosa?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Propiedades de aldehídos y cetonas

12.29 Indica qué compuesto de las siguientes parejas tendrá un mayor punto de ebullición. Justifica tu respuesta.

a $CH_3—CH_2—CH_3$ o $CH_3—CH_2—C(=O)—H$
b propanal o pentanal
c butanal o 1-butanol

12.30 Indica qué compuesto de las siguientes parejas tendrá un mayor punto de ebullición. Justifica tu respuesta.

a $CH_3—CH_2—CH(OH)—CH_3$ o $CH_3—CH_2—C(=O)—CH_3$
b butano o butanona
c propanona o pentanona

12.31 Indica qué compuesto de las siguientes parejas será más soluble en agua. Justifica tu respuesta.

a $CH_3—C(=O)—CH_2—CH_2—CH_3$ o

$CH_3—C(=O)—C(=O)—CH_2—CH_3$

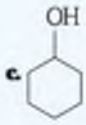
b acetona o 2-pentanona

12.32 Indica qué compuesto de las siguientes parejas será más soluble en agua. Justifica tu respuesta.
a $CH_3—CH_2—CH_3$ o $CH_3—CH_2—CHO$
b propanona o 3-hexanona

12.33 Formula los compuestos que se obtienen como producto de oxidación ([O]) de los siguientes alcoholes. Indica los casos en los que no hay reacción.

a $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—OH$

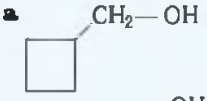
b $CH_3—CH_2—CH(OH)—CH_3$

c 

d $CH_3—CH(OH)—CH_2—CH(CH_3)—CH_3$

e $CH_3—CH(CH_3)—CH_2—CH_2—OH$

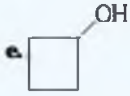
12.34 Formula los compuestos que se obtienen como producto de oxidación [O] de los siguientes alcoholes. Indica los casos en los que no hay reacción.

a 

b $CH_3—CH(CH_3)—CH_2—CH(CH_3)—OH$

c $CH_3—CH_2—C(OH)(CH_3)—CH_3$

d $CH_3—CH(OH)—CH(OH)—CH_2—CH_3$

e 

12.6 MOLÉCULAS QUIRALES

EL OBJETIVO ES...

identificar los átomos de carbono simétricos y asimétricos en una molécula orgánica.

En capítulos anteriores hemos estudiado los isómeros. Dos moléculas son isómeros estructurales cuando tienen la misma fórmula molecular pero una diferente distribución de enlaces.

Isómeros

C_2H_6O	$CH_3—CH_2—OH$ Etanol	$CH_3—O—CH_3$ Dimetiléter
C_3H_6O	$CH_3—CH_2—C(=O)—H$ Propanal	$CH_3—C(=O)—CH_3$ Propanona

Otro tipo de isómeros son los **estereoisómeros**, que también tienen la misma fórmula molecular pero no son isómeros estructurales. En los estereoisómeros, la estructura es la misma, los átomos se unen en la misma secuencia, pero varía su disposición en el espacio.

Quiralidad

Si se pone la mano derecha delante de un espejo y se observa la imagen, veremos que coincide con la mano izquierda (fig. 12.7). Si observamos ambas palmas de nuestras manos, vemos que una es la imagen de la otra, pero los dedos pulgar y meñique apuntan en sentidos diferentes. Si se sitúa una palma encima de la otra, no todas las partes de la mano —dedos meñique, pulgar, forma de la palma y su reverso— coinciden. Para que los dedos pulgar e índice coincidan tenemos que girar una de las manos con respecto a la otra, de tal manera

FIGURA 12.7 Las manos derecha e izquierda son quirales, ya que son imágenes especulares no superponibles.
P ¿Por qué son objetos quirales nuestros zapatos?

Imagen de la mano derecha en un espejo

que se sitúen una enfrente de la otra. Las manos son imágenes especulares que no se pueden superponer una sobre la otra; cuando las moléculas orgánicas tienen imágenes especulares que no coinciden decimos que son no superponibles.

Los objetos que, al igual que las manos, son imágenes especulares no superponibles, se denominan **quirales.** Los zapatos izquierdo y derecho son quirales, y los palos de golf derecho e izquierdo también son quirales. Si intentamos ponernos un guante izquierdo en la mano derecha o un zapato derecho en el pie izquierdo, o si intentamos utilizar tijeras para zurdos siendo diestros, no podremos, pues las imágenes especulares quirales no coinciden. Sin embargo, hay algunas imágenes especulares que sí coinciden con el objeto original. Por ejemplo, todas las partes de la imagen especular de un vaso coinciden con el mismo. En estos casos decimos que el objeto es *aquiral* (fig. 12.8).

FIGURA 12.8 Objetos de la vida cotidiana que pueden ser quirales o aquirales.
P ¿Por qué en las fotografías anteriores algunos objetos son quirales y otros aquirales?

Las moléculas en la naturaleza también tienen imágenes especulares no superponibles, y muchas veces un estereoisómero tiene propiedades biológicas muy diferentes a las del otro. En ocasiones, un isómero tiene un olor determinado y la imagen especular otro completamente diferente. Por ejemplo, un estereoisómero del limoneno huele a naranja, mientras que su imagen especular tiene el olor de los limones.

EJERCICIO RESUELTO 12.11

Objetos quirales y aquirales

Indica si los siguientes objetos son quirales o aquirales:

a. calcetines de tenis blancos
b. chancletas de playa
c. pelota de golf

SOLUCIÓN

a. Aquiral. La imagen especular de un calcetín de tenis es superponible con el calcetín original.
b. Quirales. La imagen especular de la chancleta izquierda es la de chancleta derecha, no son superponibles.
c. Aquiral. La imagen especular de una pelota de golf es superponible con la pelota original.

¡AHORA TÚ!

Para arreglar una mesa se utilizan un destornillador y un tornillo para madera. Indica si estos objetos son quirales o aquirales.

Átomos de carbono asimétricos

Un compuesto orgánico será quiral si al menos uno de sus carbonos se encuentra unido a 4 átomos o grupos diferentes. A este tipo de carbono se le denomina **carbono asimétrico** o **centro estereogénico**, y a él se pueden unir los diferentes átomos o grupos de dos formas distintas, que serán imágenes especulares no superponibles. Si se observa la imagen de un carbono conectado a 4 sustituyentes diferentes (fig. 12.9), las posiciones de los átomos de hidrógeno y yodo en la molécula representada y en su imagen especular coinciden. Sin embargo, los átomos de cloro y bromo se encuentran en posiciones opuestas. Aunque intentemos girar la molécula en cualquier dirección, no se consiguen alinear los cuatro átomos. Cuando los estereoisómeros no son superponibles se llaman **enantiómeros**. Por el contrario, si al carbono se unen dos átomos o grupos idénticos, estos se pueden alinear (son superponibles) y la imagen especular tiene la misma estructura que la molécula original (fig. 12.10).

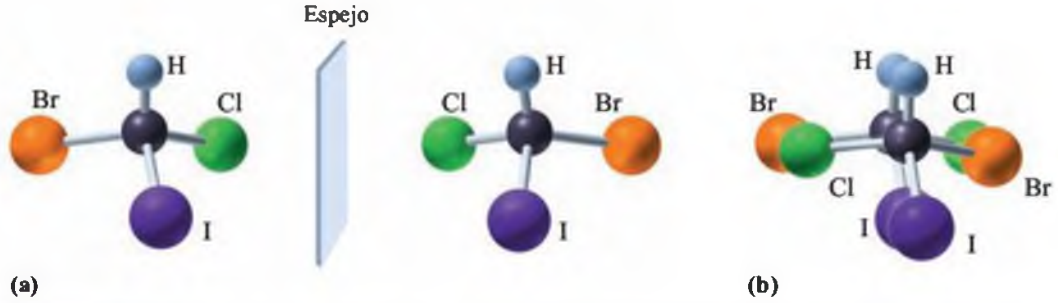


FIGURA 12.9 **(a)** Los enantiómeros de una molécula quiral son imágenes especulares. **(b)** Los enantiómeros de una molécula quiral no son superponibles.
P ¿Por qué es asimétrico el átomo de carbono del compuesto representado?

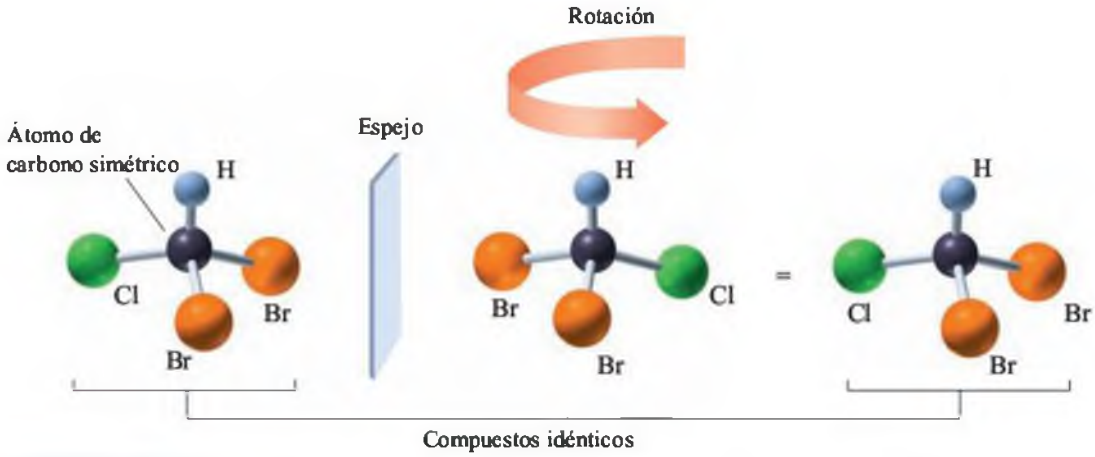
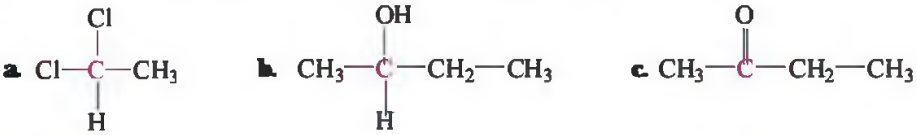


FIGURA 12.10 Las imágenes especulares de un compuesto aquiral son superponibles.
P ¿Por qué las imágenes especulares son idénticas?

EJERCICIO RESUELTO 12.12

Carbonos asimétricos

Indica si el carbono dibujado en rojo es simétrico o asimétrico.

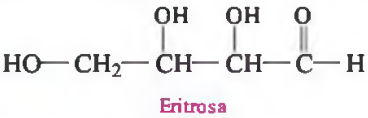


SOLUCIÓN

a. Simétrico. Dos de los sustituyentes del carbono indicado son iguales (Cl). Un carbono asimétrico debe estar unido a cuatro grupos o átomos diferentes.
b. Asimétrico. El carbono representado en rojo está conectado a cuatro grupos diferentes: un —OH, un $—CH_3$, un $—CH_2—CH_3$ y un —H.
c. Simétrico. El carbono representado en rojo solo está unido a 3 grupos, no a 4.

¡AHORA TÚ!

Indica sobre la fórmula del hidrato de carbono eritrosa la posición de los dos carbonos asimétricos que contiene la molécula.



Eritrosa

Proyecciones de Fischer

Emil Fischer, que recibió el premio Nobel de Química en 1902, diseñó un sistema sencillo para la representación de estereoisómeros en el plano, capaz de mostrar la distribución espacial de los átomos. En una **proyección de Fischer,** la cadena carbonada se sitúa verticalmente, empezando desde arriba por el carbono más oxidado. Las líneas horizontales son uniones que se proyectan hacia fuera del plano del papel, y las líneas verticales son uniones que se proyectan hacia atrás del plano del papel. La intersección de líneas representa un átomo de carbono, generalmente asimétrico.

En el caso del gliceraldehído, el azúcar más simple, el carbono carbonílico (que es el grupo más oxidado de la molécula) se sitúa en la parte de arriba, y al estereoisómero que tiene el grupo —OH a la izquierda del carbono asimétrico se le asigna la letra L. Al otro estereoisómero posible, aquel que tiene el grupo —OH a la derecha del carbono asimétrico, se le asigna la letra D. En la figura 12.11 se explica el proceso que debemos seguir para pasar de una representación tridimensional a una proyección de Fischer.

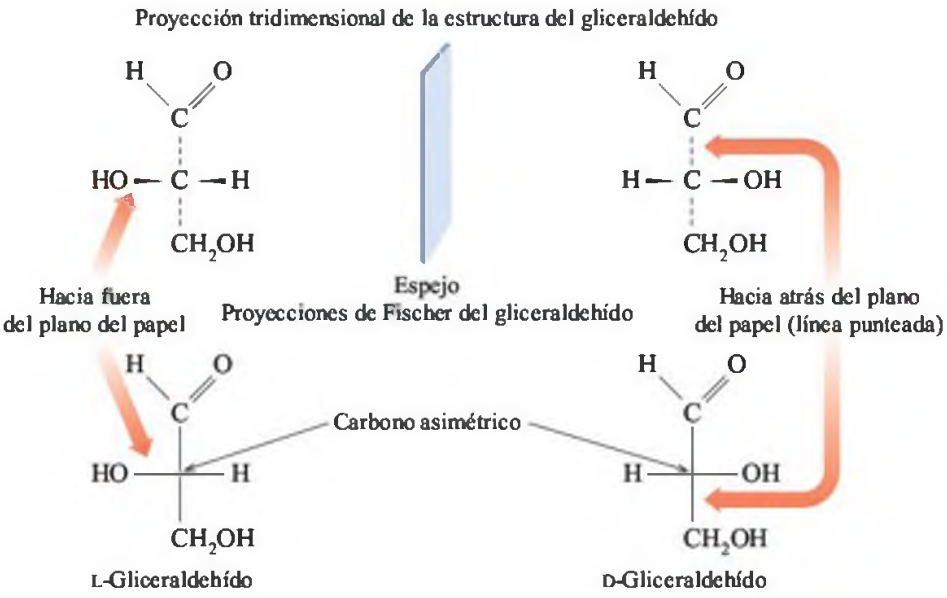
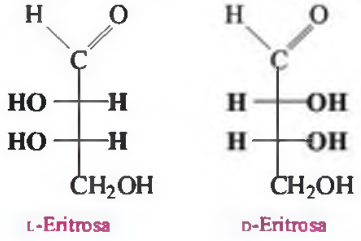


FIGURA 12.11 En una proyección de Fischer el átomo de carbono asimétrico se encuentra en el centro, con líneas horizontales que representan los enlaces que se proyectan hacia fuera del plano del papel y líneas verticales para los enlaces que se proyectan hacia atrás del plano del papel.

P ¿Por qué el gliceraldehído solo tiene un átomo de carbono asimétrico?

Las proyecciones de Fischer también se emplean para representar compuestos que tienen 2 o más carbonos asimétricos. Por ejemplo, en las imágenes especulares que se muestran, el carbono asimétrico de cada intersección se une a cuatro grupos diferentes. Para dibujar la imagen especular se deben intercambiar las posiciones de los sustituyentes en las posiciones horizontales.

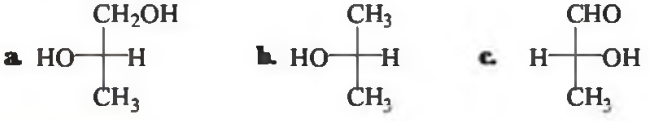
También se puede representar la imagen especular del hidrato de carbono eritrosa intercambiando los grupos —OH por los hidrógenos que se sitúan en la vertical de los 2 carbonos asimétricos.



EJERCICIO RESUELTO 12.13

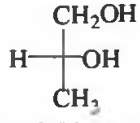
Proyecciones de Fischer

Determina si las siguientes proyecciones de Fischer son quirales o aquirales. En caso de que sean quirales, indica si se trata del isómero D o L.



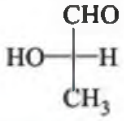
SOLUCIÓN

a. Quiral. El carbono en la intersección está unido a 4 sustituyentes diferentes. Se trata del isómero L, porque el —OH está a la izquierda. La imagen especular se dibuja intercambiando los grupos —H y —OH.



b. Aquiral. El átomo de carbono en la intersección está unido a 2 grupos iguales (CH_3).

c. Quiral. El átomo de carbono en la intersección está unido a 4 sustituyentes diferentes. Se trata del isómero D, porque el grupo —OH está a la derecha. La imagen especular se obtiene intercambiando la posición de los grupos OH e H.



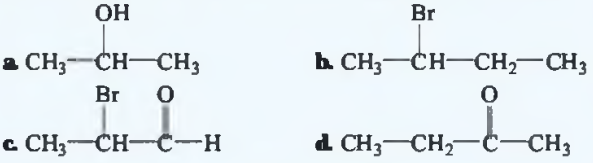
¡AHORA TÚ!

Dibuja las proyecciones de Fischer de los estereoisómeros D y L del 2-hidroxipropanal.

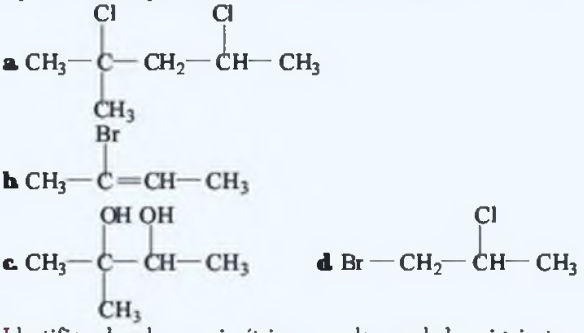
EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Moléculas quirales

12.35 Indica si cada una de las siguientes estructuras es quiral o aquiral. Si son quirales, señala cuál es el carbono asimétrico.

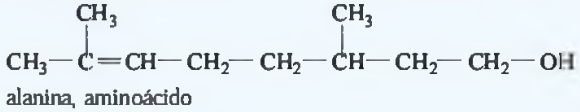


12.36 Indica si cada una de las siguientes estructuras es quiral o aquiral. Si son quirales, señala cual es el carbono asimétrico.

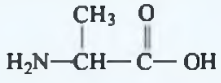


12.37 Identifica el carbono asimétrico en cada uno de los siguientes compuestos naturales:

a. citronelol, uno de sus enantiómeros tiene olor a geranio

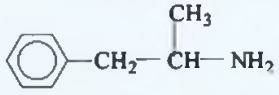


b. alanina, aminoácido

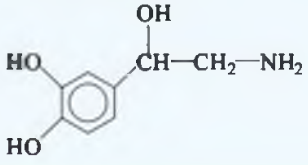


12.38 Identifica el carbono asimétrico en cada uno de los siguientes compuestos naturales:

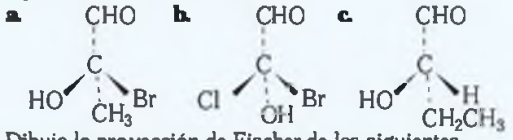
a. anfetamina (bencedrina), estimulante empleado en el tratamiento de la hiperactividad



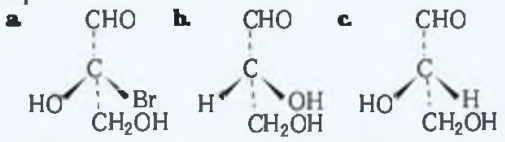
b. norepinefrina, aumenta la presión sanguínea y la transmisión nerviosa



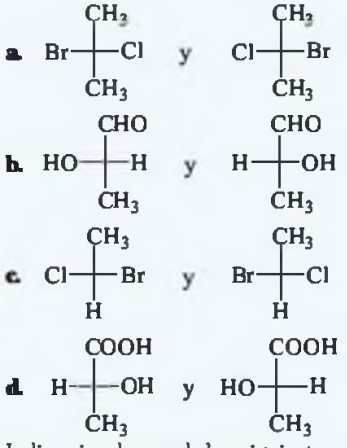
12.39 Dibuja la proyección de Fischer de las siguientes representaciones tridimensionales:



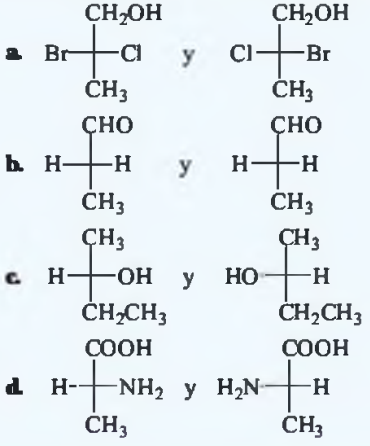
12.40 Dibuja la proyección de Fischer de las siguientes representaciones tridimensionales:



12.41 Indica si cada uno de los siguientes pares de proyecciones de Fischer representa enantiómeros o estructuras idénticas:



12.42 Indica si cada uno de los siguientes pares de proyecciones de Fischer representa enantiómeros o estructuras idénticas:



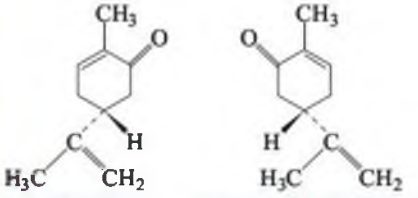
Química y salud

Enantiómeros en sistemas biológicos

La mayoría de los compuestos activos en sistemas biológicos consiste en un único enantiómero. En raras ocasiones sucede que ambos enantiómeros sean activos en sistemas biológicos. Si se tiene en cuenta que las enzimas son los receptores de la superficie de las células donde se producen muchas reacciones del metabolismo y que estas enzimas son quirales, se puede entender que solo un enantiómero interaccione con las enzimas o los receptores, mientras que el otro permanece inactivo. El receptor quiral reconoce la distribución de los sustituyentes solo en uno de los enantiómeros, mientras que su imagen especular no encaja adecuadamente en la cavidad del receptor (fig. 12.12).

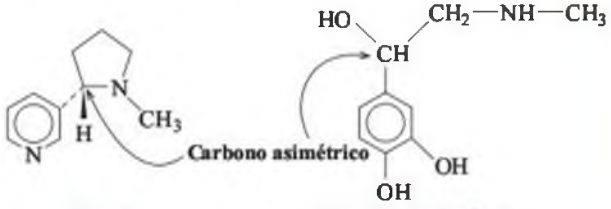
La sustancia denominada carvona tiene dos enantiómeros. Uno de los enantiómeros proporciona su olor característico al aceite de hierbabuena, y el otro es responsable del olor de las semillas del comino de prado (o alcaravea). Los receptores quirales que se encuentran en las células olfativas de la cavidad nasal y en las células de las papilas gustativas de la lengua reconocen solo a uno de los enantiómeros, de manera que nuestros sentidos del olfato y del gusto responden a la quiralidad de las moléculas.

Enantiómeros de la Carvona



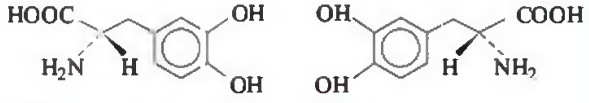
En el aceite de hierbabuena — En las semillas de comino (o alcaravea)

En el cerebro, un enantiómero del LSD (ácido lisérgico) afecta a la producción de serotonina, por lo que modifica la percepción sensorial y causa alucinaciones; sin embargo, el otro enantiómero apenas tiene efecto en el cerebro. El comportamiento de la nicotina y la epinefrina (adrenalina) también depende de uno de sus enantiómeros. En el caso de la nicotina, uno de los enantiómeros es mucho más tóxico que el otro. Igualmente, en la epinefrina, solo uno de sus enantiómeros provoca en el organismo aumento de la tensión arterial.



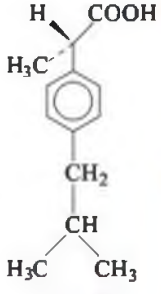
Nicotina — Adrenalina (epinefrina)

La L-dopa es una sustancia empleada en el tratamiento de la enfermedad de Parkinson, pues se convierte en dopamina en el cerebro y aumenta los niveles de serotonina. Sin embargo, el enantiómero D-dopa no es efectivo en el tratamiento de la enfermedad de Parkinson.



L-Dopa — D-Dopa

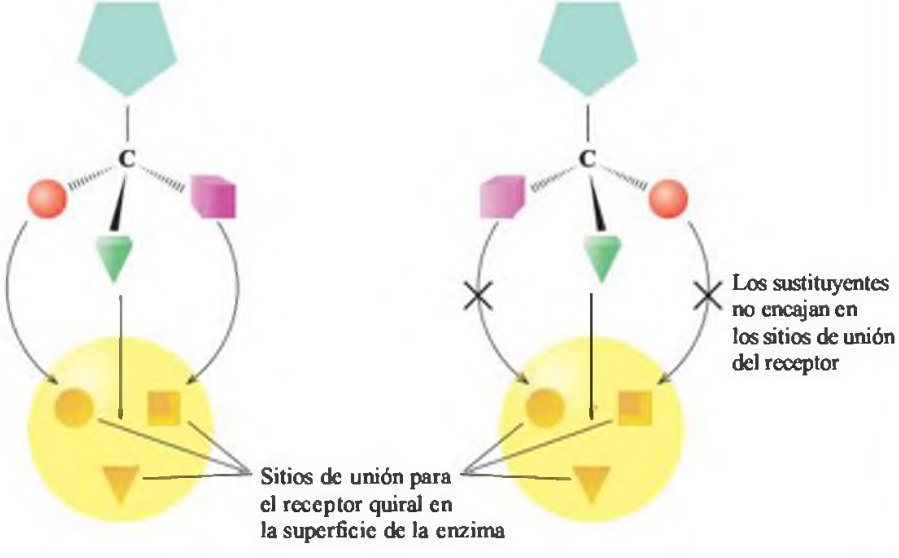
Aunque en muchos fármacos solo uno de los enantiómeros es biológicamente activo, durante muchos años se han preparado medicamentos que contenían mezclas de enantiómeros. En la actualidad, la Química Biológica emplea la *síntesis quiral* para preparar los enantiómeros activos de fármacos quirales. Para ello, se han diseñado catalizadores quirales que propician que se forme preferentemente el enantiómero deseado, y no ambos. Las ventajas que supone la producción del enantiómero activo son la reducción de la dosis de tratamiento, el aumento de la actividad, la reducción de posibles interacciones con otras drogas y la eliminación de efectos secundarios nocivos debidos al enantiómero inactivo. Actualmente se producen varios enantiómeros activos, como la L-dopa o el enantiómero activo del ibuprofeno, que es un analgésico muy habitual.



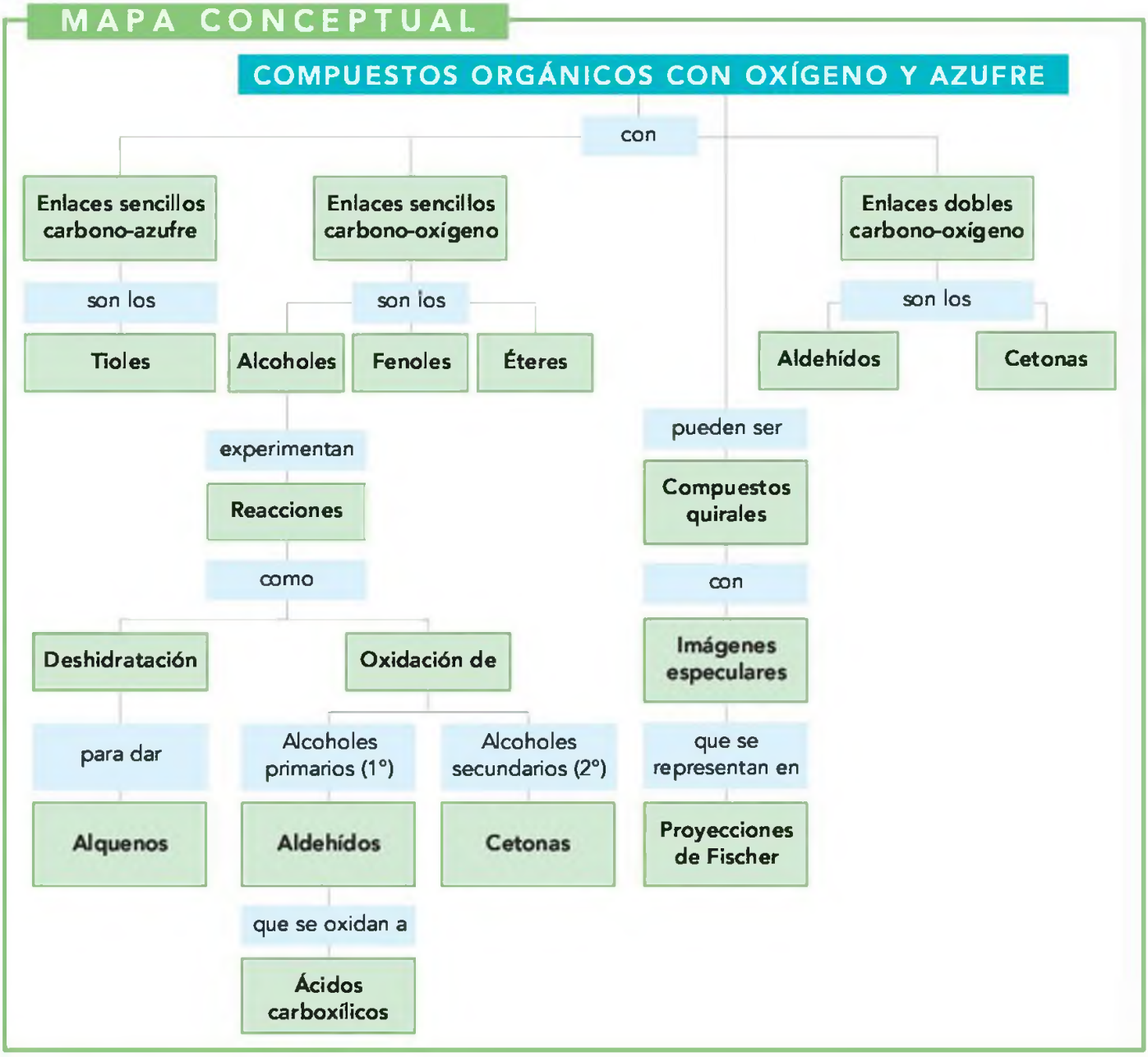
Ibuprofeno

FIGURA 12.12 **(a)** Los sustituyentes del enantiómero biológicamente activo se unen a todas las posiciones del receptor quiral; **(b)** su enantiómero no encaja adecuadamente en la cavidad del receptor y no es activo biológicamente.

P ¿Por qué no todos los sustituyentes de la imagen especular de un enantiómero activo encajan en la cavidad de un receptor quiral?



MAPA CONCEPTUAL



¡DE UN VISTAZO!

12.1 Alcoholes, tioles y éteres

El objetivo es... identificar y nombrar los diferentes alcoholes, tioles o éteres; clasificar los alcoholes en primarios, secundarios y terciarios.

El grupo funcional de un alcohol es el grupo hidroxilo (—OH), que se une a una cadena hidrocarbonada. En un fenol, el grupo hidroxilo está unido a un anillo aromático. En la nomenclatura IUPAC los nombres de los alcoholes tienen la terminación *ol*, y la posición del grupo —OH se indica al numerar la cadena hidrocarbonada. Los alcoholes sencillos se conocen por sus nombres comunes, que son el de la cadena alquílica de la que derivan precedido del término *alcohol*. Un alcohol cíclico se nombra como cicloalcanol. Los alcoholes se clasifican en función del número de sustituyentes alquílicos o aromáticos unidos al carbono que contiene el grupo —OH. En un alcohol primario (1°) un sustituyente alquílico o aromático se une al carbono hidroxílico. En un alcohol secundario (2°) dos son los sustituyentes que se unen al carbono hidroxílico. En el caso de un alcohol terciario (3°) hay tres sustituyentes alquílicos o aromáticos que se unen al carbono hidroxílico. En los tioles el grupo funcional es el —SH, que es análogo al grupo —OH de los alcoholes.

En un éter, un átomo de oxígeno se une mediante enlaces sencillos a dos sustituyentes alquílicos o aromáticos. En el nombre común de un éter, los sustituyentes alquílicos o aromáticos se nombran ordenados alfabéticamente seguidos de la palabra *éter*.

12.2 Propiedades de alcoholes y éteres

El objetivo es... describir algunas propiedades de alcoholes y éteres.

El grupo —OH posibilita que los alcoholes formen enlaces de hidrógeno, lo que a su vez propicia que los alcoholes tengan puntos de ebullición superiores a los de alcanos y éteres de similar masa. Los alcoholes y los éteres de cadena corta establecen enlaces de hidrógeno con el agua, lo que hace que sean solubles en agua.

12.3 Reacciones de alcoholes y tioles

El objetivo es... escribir las ecuaciones para la combustión, deshidratación y oxidación de alcoholes.

A temperaturas elevadas y en presencia de un ácido, los alcoholes se deshidratan y forman alquenos. Los alcoholes primarios se oxidan a aldehídos, que pueden sufrir una oxidación posterior a ácidos carboxílicos. Los alcoholes secundarios se oxidan a cetonas. Los alcoholes terciarios no se oxidan. Los tioles se oxidan a disulfuros.

12.4 Aldehídos y cetonas

El objetivo es... identificar los compuestos con grupo carbonilo como aldehídos y cetonas. Escribir su nombre IUPAC.

Los aldehídos y las cetonas contienen el grupo carbonilo (C=O), que contiene un átomo de carbono unido a un átomo de oxígeno mediante un doble enlace. En los aldehídos, el grupo carbonilo está en el extremo de la cadena hidrocarbonada y conectado al menos a un átomo de hidrógeno. En las cetonas, el grupo carbonilo está unido a dos sustituyentes, que pueden ser alquílicos o aromáticos. En la nomenclatura IUPAC la terminación *o* del alcano correspondiente se sustituye por *al* para aldehídos y por *ona* para cetonas. En las cetonas con más de 4 átomos de carbono en la cadena principal el grupo carbonilo se numera para indicar su posición. En aldehídos y cetonas sencillos se suele emplear el nombre común.

12.5 Propiedades de aldehídos y cetonas

El objetivo es... comparar los puntos de ebullición y la solubilidad de aldehídos y cetonas con los de alcanos y alcoholes.

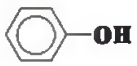
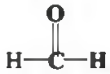
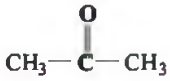
Debido a la presencia del grupo carbonilo polar, los aldehídos y las cetonas tienen puntos de ebullición superiores a los de alcanos y éteres. Sin embargo, sus puntos de ebullición son menores que los de los alcoholes de similar masa, porque ni aldehídos ni cetonas pueden establecer enlaces de hidrógeno entre sí. Por el contrario, sí pueden establecer enlaces de hidrógeno con el agua, lo que hace que los compuestos carbonílicos con 4 o menos átomos de carbono sean solubles en agua. Los aldehídos se oxidan fácilmente a ácidos carboxílicos, pero las cetonas no sufren oxidaciones posteriores. Los aldehídos —no así las cetonas— reaccionan con el reactivo de Tollens formando espejos de plata. En el test de Benedict, los aldehídos con grupos hidroxilo en posición contigua reducen los iones azules de Cu^{2+} a un sólido de color rojo ladrillo de Cu_2O.

12.6 Moléculas quirales

El objetivo es... identificar los átomos de carbono simétricos y asimétricos en una molécula orgánica.

Las moléculas quirales son aquellas que tienen imágenes especulares no superponibles entre sí. Este tipo de estereoisómeros se denomina *enantiómeros*. Una molécula quiral debe tener al menos un átomo de carbono asimétrico, que es aquel que se une a 4 átomos o grupos de átomos diferentes. La proyección de Fischer es una manera simplificada de representar la distribución espacial de los grupos que se unen a un carbono. El átomo de carbono se sitúa en la intersección de las líneas horizontales y verticales que representan a los enlaces. Las imágenes especulares se denominan D o L, para distinguir entre enantiómeros.

NOMENCLATURA. RESUMEN

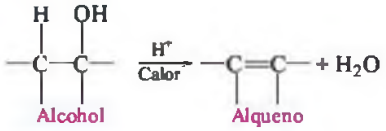
Estructura	Familia	Nombre IUPAC	Nombre común
$CH_3—OH$	Alcohol	Metanol	Alcohol metílico
	Fenol	Fenol	Fenol
$CH_3—SH$	Tiol	Metanotiol	
$CH_3—O—CH_3$	Éter		Dimetiléter
	Aldehído	Metanal	Formaldehído
	Cetona	Propanona	Acetona; dimetilcetona

REACCIONES. RESUMEN

COMBUSTIÓN DE ALCOHOLES

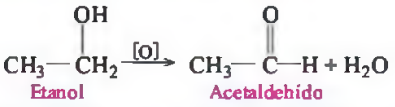
$$\underset{\text{Etanol}}{CH_3—CH_2—OH} + \underset{\text{Oxígeno}}{3O_2} \longrightarrow \underset{\text{Dióxido de carbono}}{2CO_2} + \underset{\text{Agua}}{3H_2O}$$

DESHIDRATACIÓN DE ALCOHOLES PARA FORMAR ALQUENOS

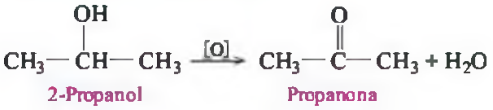


$$\underset{\text{1-Propanol}}{CH_3—CH_2—CH_2—OH} \xrightarrow[\text{Calor}]{H^+} \underset{\text{Propeno}}{CH_3—CH=CH_2} + H_2O$$

OXIDACIÓN DE ALCOHOLES PRIMARIOS PARA FORMAR ALDEHÍDOS



OXIDACIÓN DE ALCOHOLES SECUNDARIOS PARA FORMAR CETONAS



OXIDACIÓN DE TIOLES PARA FORMAR DISULFUROS

$$CH_3{-}S{-}H + H{-}S{-}CH_3 \xrightarrow{[O]} CH_3{-}S{-}S{-}CH_3 + H_2O$$

Metanotiol — Disulfuro de dimetilo

OXIDACIÓN DE ALDEHÍDOS A ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

$$CH_3{-}\overset{O}{\overset{\|}{C}}{-}H \xrightarrow{[O]} CH_3{-}\overset{O}{\overset{\|}{C}}{-}OH$$

Acetaldehído — Ácido acético

TÉRMINOS CLAVE

Alcohol Compuesto orgánico que contiene el grupo funcional hidroxilo (—OH) conectado a una cadena hidrocarbonada.

Alcohol primario (1°) Alcohol que tiene un sustituyente alquílico unido al átomo de carbono que contiene al grupo hidroxilo (—OH).

Alcohol secundario (2°) Alcohol que tiene dos sustituyentes alquílicos unidos al átomo de carbono que contiene al grupo hidroxilo (—OH).

Alcohol terciario (3°) Alcohol que tiene tres sustituyentes alquílicos unidos al átomo de carbono que contiene al grupo hidroxilo (—OH).

Aldehído Compuesto orgánico con un grupo funcional carbonilo unido al menos a un hidrógeno.

$$-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H = -CHO$$

Cetona Compuesto orgánico en el que el grupo funcional carbonilo está conectado a dos sustituyentes alquílicos o aromáticos.

$$-\overset{O}{\overset{\|}{C}}- = -CO-$$

Carbono asimétrico o centro estereogénico Átomo de carbono unido a 4 átomos o grupos diferentes.

Deshidratación Reacción que elimina agua de un alcohol en presencia de un catalizador ácido, formándose un alqueno.

Disulfuros Compuestos que se obtienen a partir de tioles y que contienen el grupo funcional —S—S—.

Enantiómeros Estereoisómeros que son imágenes especulares no superponibles.

Éter Compuesto orgánico en el que un átomo de oxígeno (—O—) está unido a dos sustituyentes, que pueden ser alquílicos o aromáticos.

Estereoisómeros Isómeros que tienen átomos o grupos de átomos conectados en el mismo orden, pero una distribución espacial diferente.

Fenol Compuesto orgánico que tiene un grupo hidroxilo unido a un anillo de benceno.

Grupo carbonilo Grupo funcional que contiene un doble enlace carbono-oxígeno (C=O).

Oxidación Pérdida de 2 átomos de hidrógeno de un reactivo para proporcionar un compuesto más oxidado. Por ejemplo, los alcoholes primarios se oxidan a aldehídos, los alcoholes secundarios se oxidan a cetonas. Una oxidación también se puede definir como la adición de un átomo de oxígeno o el aumento del número de enlaces carbono-oxígeno.

Proyección de Fischer Sistema para representar estereoisómeros que utiliza líneas horizontales para los enlaces que se proyectan hacia afuera del plano del papel y líneas verticales para los enlaces que se proyectan hacia atrás del plano del papel. Cada intersección es un átomo de carbono.

Quiral Que no tiene imagen especular superponible.

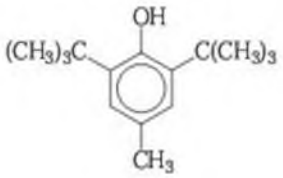
Test de Benedict Test para la detección de aldehídos con un grupo hidroxilo en la posición contigua. Los iones de Cu^{2+} ($CuSO_4$) del reactivo de Benedict se reducen a un sólido de color rojo ladrillo de Cu_2O.

Test de Tollens Test empleado para la detección de aldehídos en el que el ión Ag^+ del reactivo de Tollens se reduce a plata metálica, que forma un «espejo de plata» en las paredes del recipiente en el que se realiza el experimento.

Tioles Compuestos orgánicos que contienen el grupo —SH.

COMPRENDER LOS CONCEPTOS

12.43 Un compuesto llamado butilhidroxitolueno (BHT) es un conservante que se añade a los cereales.

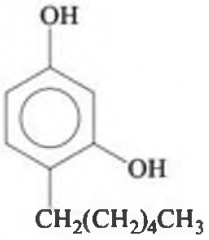


a Identifica el grupo funcional del BHT.
b ¿Qué parte de la estructura corresponde al tolueno?

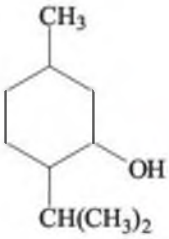
12.44 El compuesto 1,3-dihidroxi-2-propanona, o dihidroxiacetona (DHA), se utiliza en las cremas autobronceadoras que proporcionan color a la piel sin necesidad de tomar el sol. ¿Cuál es su fórmula estructural?

12.45 Identifica los grupos funcionales de cada una de las siguientes estructuras:

a. Urushiol, sustancia que se encuentra en la hiedra y en el roble venenoso y que causa picor y la formación de ampollas en la piel.



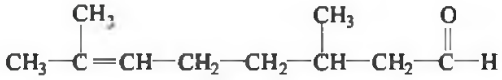
b. Mentol, responsable del olor y sabor a menta de los caramelos y pastillas para la garganta.



12.46 ¿Cuál de los siguientes compuestos dará positivo en el test de Tollens?

a. propenal
b. etanol
c. etilmetiléter
d. 1-propanol
e. 2-propanol
f. hexanal

12.47 El citronelal es un componente del aceite de citronela y del limón que se utiliza en perfumes y como repelente de insectos.



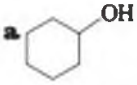
a. Completa el nombre IUPAC:
_____di_____-_____-octenal.
b. ¿Qué indica *en* en el término octenal?
c. ¿Qué indica *al* en el término octenal?
d. Escribe la ecuación ajustada para la combustión del citronelal cuando se quema en una vela repelente de insectos.

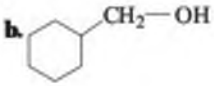
12.48 Formula los siguientes compuestos:

a. 2-heptanona, feromona de alarma de las abejas
b. 2,6-dimetil-3-heptanona, feromona de comunicación de las abejas
c. 2-nonanol, feromona de alarma que liberan las abejas cuando clavan su aguijón

EJERCICIOS Y PROBLEMAS ADICIONALES

12.49 Clasifica los siguientes alcoholes en primarios (1°), secundarios (2°) o terciarios (3°):

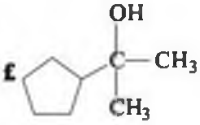
a. 

b. 

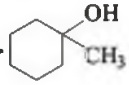
c. $CH_3—\overset{CH_3}{CH}—CH_2—OH$

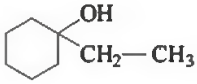
d. $CH_3—\overset{CH_3}{\underset{CH_3}{C}}—CH_2—\overset{OH}{CH}—CH_3$

e. $HO—CH_2—CH_2—CH_3$

f. 

12.50 Clasifica los siguientes alcoholes en primarios (1°), secundarios (2°) o terciarios (3°):

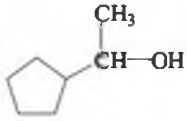
a. 

b. 

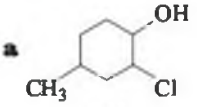
c. $CH_3—\overset{CH_2—OH}{CH}—CH_2—CH_3$

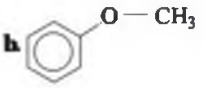
d. $CH_3—\overset{OH}{\underset{CH_3}{C}}—CH_2—\overset{CH_3}{CH}—CH_3$

e. $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—OH$

f. 

12.51 Indica en cada uno de los siguientes compuestos si se trata de un alcohol, un fenol, un éter o un tiol:

a 

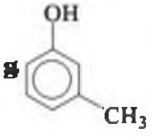
b 

c $CH_3-\underset{}{\overset{SH}{CH}}-CH_3$

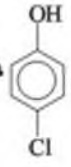
d $CH_3-\overset{OH}{\underset{CH_3}{C}}-CH_2-\overset{CH_3}{CH}-CH_3$

e $CH_3-CH_2-CH_2-O-CH_3$

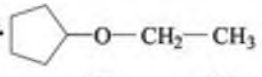
f $CH_3-\overset{Br}{CH}-CH_2-\overset{OH}{CH}-CH_3$

g 

12.52 Indica en cada uno de los siguientes compuestos si se trata de un alcohol, un fenol, un éter o un tiol:

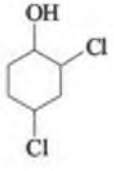
a 

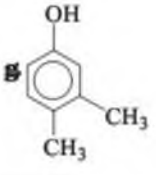
b $CH_3-CH_2-CH_2-SH$

c 

d $CH_3-\overset{OH}{\underset{CH_3}{C}}-CH_2-\overset{CH_3}{CH}-CH_3$

e $CH_3-CH_2-\overset{O-CH_3}{CH}-CH_2-CH_3$

f 

g 

12.53 Formula cada uno de los siguientes compuestos:
a 3-metilciclopentanol **b.** 4-clorofenol
c. 2-metil-3-pentanol **d.** etilfeniléter
e. 3-pentanona **f.** 2,4-dibromofenol

12.54 Formula cada uno de los siguientes compuestos:
a 3-pentanol
b. 2-pentanol
c. metilpropiléter
d. 3-metil-2-butanol
e. ciclohexanol

12.55 Indica qué compuesto de las siguientes parejas tendrá un mayor punto de ebullición. Justifica tu respuesta.
a butano o 1-propanol
b. 1-propanol o etilmetiléter
c. etanol o 1-butanol

12.56 Indica qué compuesto de las siguientes parejas tendrá un mayor punto de ebullición. Justifica tu respuesta.
a propano o alcohol etílico
b. 2-propanol o 2-pentanol
c. dietiléter o 1-butanol

12.57 Explica por qué cada uno de los siguientes compuestos es soluble o insoluble en agua:
a 2-propanol **b.** dimetiléter **c.** 1-hexanol

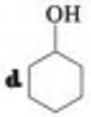
12.58 Explica por qué cada uno de los siguientes compuestos es soluble o insoluble en agua:
a a glicerol **b.** butano **c.** 1,3-hexanodiol

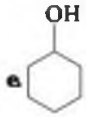
12.59 Formula los productos de las siguientes reacciones:

a $CH_3-CH_2-CH_2-OH \xrightarrow[\text{calor}]{H^+}$

b $CH_3-CH_2-CH_2-OH \xrightarrow{[O]}$

c $CH_3-CH_2-\overset{OH}{CH}-CH_3 \xrightarrow{[O]}$

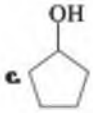
d  $\xrightarrow[\text{calor}]{H^+}$

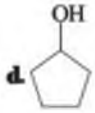
e  $\xrightarrow{[O]}$

12.60 Formula los productos de las siguientes reacciones:

a $CH_3-\overset{CH_3}{CH}-CH_2-OH \xrightarrow[\text{calor}]{H^+}$

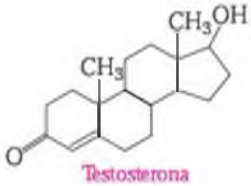
b $CH_3-\overset{CH_3}{CH}-\overset{OH}{CH}-CH_3 \xrightarrow{[O]}$

c  $\xrightarrow[\text{calor}]{H^+}$

d  $\xrightarrow{[O]}$

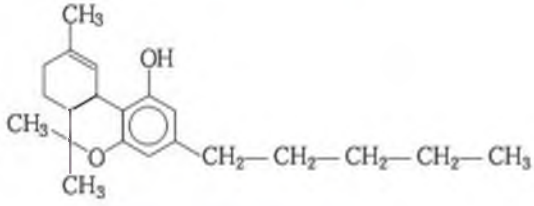
e $CH_3-CH_2-CH_2-\overset{OH}{CH}-CH_3 \xrightarrow{[O]}$

12.61 Identifica los grupos funcionales de la siguiente molécula:



Testosterona

12.62 Identifica los grupos funcionales de la siguiente molécula:

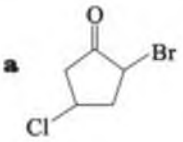


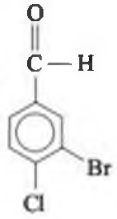
Tetrahidrocannabinol (THC)

12.63 Formula los siguientes compuestos naturales:
a. 2,5-diclorofenol, feromona defensiva del saltamontes
b. 3-metil-1-butanotiol, proporciona el olor característico de las mofetas
c. pentaclorofenol, sirve para conservar la madera

12.64 El dimetiléter y el alcohol etílico tienen la misma fórmula molecular, C_2H_6O. Uno de ellos tiene un punto de ebullición de –23 °C y el otro de 79 °C. Formula las estructuras de ambos compuestos y, en base a su estructura, decide qué punto de ebullición crees que corresponde a cada uno de los compuestos. Consulta en un libro los puntos de ebullición de ambos compuestos y comprueba si coinciden con tu predicción.

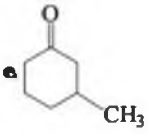
12.65 Escribe el nombre IUPAC y el nombre común (si lo tienen) de cada uno de los siguientes compuestos:

a.


b.


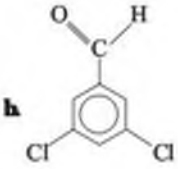
c. $Cl—CH_2—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$

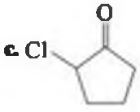
d. $CH_3—\overset{Cl}{\overset{|}{CH}}—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_2—CH_3$

e.


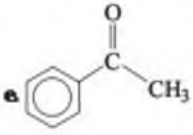
12.66 Escribe el nombre IUPAC y el nombre común (si lo tienen) de cada uno de los siguientes compuestos:

a. $CH_3—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_3$

b.


c.


d. $CH_3—\overset{CH_3}{\overset{|}{CH}}—\overset{OH}{\overset{|}{CH}}—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$

e.


12.67 Formula las siguientes estructuras:
a. 3-metilciclopentanona
b. 4-clorobenzaldehído
c. 3-cloropropionaldehído
d. etilmetilcetona
e. 3-metilhexanal
f. 2-heptanona, una feromona de alarma de las abejas

12.68 Formula las siguientes estructuras:
a. propionaldehído
b. 2-clorobutanal
c. 2-metilciclohexanona
d. 3,5-dimetilhexanal
e. 3-bromociclopentanona
f. *trans*-2-hexenal, una feromona de alarma de las hormigas

12.69 Indica cuáles de los siguientes compuestos son solubles en agua:

a. $CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$

b. $CH_3—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$

c. $CH_3—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_3$

d. $CH_3—CH_2—CH_2—OH$

e. $CH_3—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_2—CH_2—CH_3$

12.70 Indica cuáles de los siguientes compuestos son solubles en agua:

a. $CH_3—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_3$

b. $H—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$

c. $CH_3—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$

d. $CH_3—CH_2—CH_3$

e. $CH_3—CH_2—\overset{CH_3}{\overset{|}{CH}}—CH_2—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$

12.71 En las siguientes parejas de compuestos, indica cuál de los 2 tendrá un mayor punto de ebullición:

a. $CH_3—CH_2—OH$ o $CH_3—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$

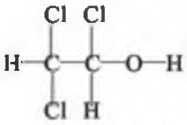
b. $CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$ o $CH_3—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$

12.72 En las siguientes parejas de compuestos, indica cuál de los 2 tendrá un mayor punto de ebullición:

a. $CH_3—CH_2—CH_2—OH$ o $CH_3—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_3$

b. $CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$ o $CH_3—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_3$

12.73 Indica cuáles son los carbonos asimétricos, en caso de que los haya, de los siguientes compuestos:

a.


b. $CH_3—\overset{H}{\overset{|}{C}}=\overset{CH_3}{\overset{|}{C}}—CH_3$

c. $HO—CH_2—\overset{OH}{\overset{|}{CH}}—CH_2—OH$

d. $CH_3—\overset{NH_2}{\overset{|}{CH}}—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$

e. $CH_3—CH_2—\overset{Br}{\overset{|}{CH}}—CH_2—CH_2—CH_3$

12.74 Indica cuáles son los carbonos asimétricos, en caso de que los haya, de los siguientes compuestos:

a. $CH_3-CH(OCH_3)-CH_3$ **b.** $CH_3-CH(OH)-C(=O)-CH_3$

c. $CH_3-C(OH)_2-CH_3$ **d.** $CH_3-CH(CH_3)-C(=O)-CH_3$

e. $CH_3-C(Br)(OH)-CH_2-CH_3$

12.75 En las siguiente parejas de proyecciones de Fischer, indica si se trata de enantiómeros o de compuestos idénticos:

a. $H-C(CH_2OH)_2-OH$ y $HO-C(CH_2OH)_2-H$

b. $H-C(CHO)(CH_2OH)-OH$ y $HO-C(CHO)(CH_2OH)-H$

c. $Cl-C(CH_2OH)(CH_3)-H$ y $H-C(CH_2OH)(CH_3)-Cl$

d. $H-C(OH)(CH_3)-OH$ y $HO-C(OH)(CH_3)-H$

12.76 En las siguiente parejas de proyecciones de Fischer, indica si se trata de enantiómeros o de compuestos idénticos:

a. $H-C(CH_2OH)(CH_2CH_3)-Cl$ y $Cl-C(CH_2OH)(CH_2CH_3)-H$

b. $H-C(CH_2OH)_2-OH$ y $HO-C(CH_2OH)_2-H$

c. $H-C(CH_2OH)(CH_3)-Cl$ y $H-C(CH_2OH)(CH_3)-Cl$

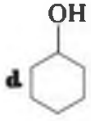
d. $H-C(CH_2OH)(CH_3)-OH$ y $HO-C(CH_2OH)(CH_3)-H$

12.77 Formula el compuesto orgánico que se obtiene por oxidación de las siguientes estructuras:

a. $CH_3-CH_2-CH_2-OH$

b. $CH_3-CH(OH)-CH_2-CH_2-CH_3$

c. $CH_3-CH_2-CH_2-C(=O)-H$

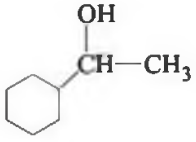
d. 

12.78 Formula el compuesto orgánico que se obtiene por oxidación de las siguientes estructuras:

a. $CH_3-CH_2-CH(OH)-CH_2OH$

b. $CH_3-CH_2-CH(OH)-CH_3$

c. $CH_3-CH(CH_3)-CH_2-C(=O)-H$

d. 

¡ACEPTA EL RETO!

12.79 Formula y proporciona el nombre IUPAC de todos los alcoholes que tienen la fórmula $C_5H_{12}O$.

12.80 Formula y proporciona el nombre IUPAC de todos los aldehídos y cetonas de fórmula $C_5H_{10}O$.

12.81 Un compuesto de fórmula C_4H_8O se sintetiza a partir de 2-metil-1-propanol y se oxida con facilidad, por lo que se obtiene un ácido carboxílico. ¿Cuáles son el nombre y la estructura del compuesto?

12.82 El metil-*terc*-butiléter (MTBE) o 2-metil-2-propilmetiléter es un aditivo para la gasolina que aumenta el octanaje de la misma. Este aditivo aumenta el contenido de oxígeno y reduce las emisiones de CO a un nivel por debajo de los límites permitidos.

a. Si las mezclas de combustibles deben tener un 2,7% en masa de oxígeno, ¿cuántos gramos de MTBE se deben añadir a cada 100 g de gasolina?
b. ¿Cuántos litros de MTBE líquido habrá en un litro de combustible si la densidad de la gasolina y del MTBE es de 0,740 g/ml?
c. Escribe la ecuación para la combustión completa del MTBE.
d. ¿Cuántos litros de aire, que contiene un 21% de O_2 (v/v), se necesitan para hacer reaccionar por completo (combustión) 1,00 l de MTBE líquido en CNPT?

12.83 El compuesto A es 1-propanol. Cuando el compuesto A se calienta en presencia de un ácido fuerte, se deshidrata, formando el compuesto B (C_3H_6). Cuando se oxida el compuesto A, se obtiene el compuesto C (C_3H_6O). ¿Cuáles son las estructuras y nombres de los compuestos A, B y C?

12.84 El compuesto X es 2-propanol. Cuando el compuesto X se calienta en presencia de un ácido fuerte, se deshidrata y se obtiene el compuesto Y (C_3H_6). Por otro lado, cuando el compuesto X se oxida, se forma el compuesto Z (C_3H_6O), que no puede sufrir oxidaciones posteriores. ¿Cuáles son las estructuras y nombres de los compuestos X, Y y C?

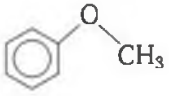
RESPUESTAS

Respuestas de *¡Ahora tú!*

12.1 3-cloro-1-butanol

12.2 secundario (2°)

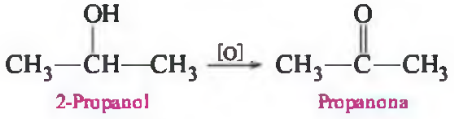
12.3



12.4 Las moléculas de etanol pueden formar enlaces de hidrógeno entre ellas, pero las moléculas de dimetiléter no. Por lo tanto, para romper los enlaces de hidrógeno entre las moléculas de etanol se requiere una mayor temperatura.

12.5 ciclopenteno

12.6 El 2-propanol pierde dos átomos de hidrógeno para formar una cetona.



12.7 $CH_3—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_2—CH_3$

12.8 propanal (nombre IUPAC), propionaldehído (nombre común)

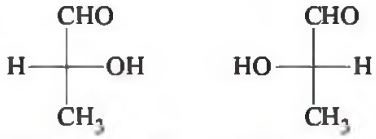
12.9 etilpropilcetona

12.10 El átomo de oxígeno del grupo carbonilo de la acetona puede establecer enlaces de hidrógeno con las moléculas de agua.

12.11 El destornillador es aquiral, y el tornillo para madera, quiral.

12.12 $HO—CH_2—\overset{OH}{\overset{|}{C}}H—\overset{OH}{\overset{|}{C}}H—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$

12.13



D-2-Hidroxipropanal L-2-Hidroxipropanal

Respuestas de los *Ejercicios y problemas* seleccionados

12.1 **a.** etanol
b. 2-butanol
c. 2-pentanol
d. 4-metilciclohexanol
e. 1-propanotiol

12.3 **a.** $CH_3—CH_2—CH_2—OH$
b. $CH_3—OH$
c. $CH_3—CH_2—\overset{OH}{\overset{|}{C}}H—CH_2—CH_3$
d. $CH_3—\overset{OH}{\overset{|}{\underset{CH_3}{\underset{|}{C}}}}—CH_2—CH_3$

12.5 **a.** fenol
b. 2-bromofenol
c. 3-bromofenol

12.7 **a.** 1°
b. 1°
c. 3°
d. 3°

12.9 **a.** etilmetiléter
b. dipropiléter
c. ciclohexilmetiléter
d. metilpropiléter

12.11 **a.** $CH_3—CH_2—O—CH_2—CH_2—CH_3$

b. $CH_3—CH_2—O—$

c. $CH_3—CH_2—O—CH_3$

12.13 **a.** metanol
b. 1-butanol
c. 1-butanol

12.15 **a.** Sí, forma enlaces de hidrógeno.
b. Sí, forma enlaces de hidrógeno.
c. No, la cadena hidrocarbonada de gran longitud disminuye el efecto del grupo —OH.
d. No, los alcanos son apolares.

12.17 **a.** $CH_3—CH_2—CH=CH_2$

b.

c. $CH_3—CH=CH—CH_2—CH_3$

12.19 **a.** $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$

b. $CH_3—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_3$

c.

d. $CH_3—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_2—\overset{CH_3}{\overset{|}{C}H}—CH_3$

12.21 **a.** cetona **b.** cetona **c.** aldehído

12.23 **a.** acetaldehído **b.** metilpropilcetona
c. formaldehído

12.25 **a.** propanal **b.** 2-metil-3-pentanona
c. 3-metilciclohexanona **d.** benzaldehído

12.27 **a.** $CH_3—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$

b. $CH_3—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_2—CH_2—CH_3$

c. $CH_3—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$

d. $CH_3—CH_2—\overset{CH_3}{\overset{|}{C}H}—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$

12.29 **a.** $CH_3—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$ tiene un mayor punto de ebullición porque tiene un grupo carbonilo que es polar.
b. El pentanal tiene mayor masa molar, y por tanto un mayor punto de ebullición.
c. El 1-butanol tiene mayor punto de ebullición porque puede formar enlaces de hidrógeno con otras moléculas de 1-butanol.

12.31 **a.** $CH_3—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_2—CH_3$; más enlaces de hidrógeno
b. acetona; menor número de átomos de carbono

12.33 **a.** $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$

b. $CH_3—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_3$

c.

d. $CH_3—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_2—\overset{CH_3}{\overset{|}{C}H}—CH_3$

e. $CH_3—\overset{CH_3}{\overset{|}{C}H}—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$

12.35 **a.** aquiral

b. quiral

$CH_3—\overset{Br}{\overset{|}{C}H}—CH_2CH_3$ (Carbono asimétrico)

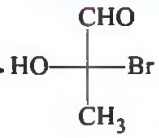
c. quiral

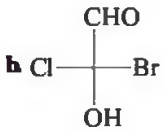
$CH_3—\overset{Br}{\overset{|}{C}H}—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$ (Carbono asimétrico)

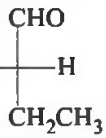
d. aquiral

12.37 **a.** $CH_3—\overset{CH_3}{\overset{|}{C}}=CH—CH_2—CH_2—\overset{CH_3}{\overset{|}{C}H}—CH_2—CH_2—OH$ (Carbono asimétrico)

b. $H_2N—\overset{CH_3}{\overset{|}{C}H}—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—OH$ (Carbono asimétrico)

12.39 **a.** 

b. 

c. 

12.41 **a.** idénticos **b.** enantiómeros
c. enantiómeros **d.** enantiómeros

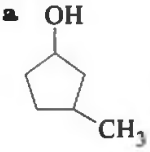
12.43 **a.** compuesto aromático, alcohol
b. El tolueno presenta un anillo bencénico unido a un grupo metilo (CH_3).

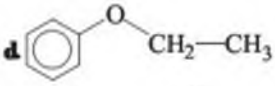
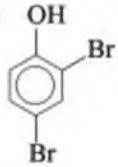
12.45 **a.** compuesto aromático, alcohol
b. cicloalcano, alcohol

12.47 **a.** 3,7-dimetil-6-octenal
b. El *en* de octenal indica la presencia de un doble enlace, cuya posición se señala con el -6-, que quiere decir que el doble enlace está entre los carbonos 6 y 7 numerando desde el aldehído, al que se le asigna el carbono 1.
c. El *al* de octenal indica que el grupo en el carbono 1 es un aldehído.
d. $C_{10}H_{18}O + 14O_2 \longrightarrow 10CO_2 + 9H_2O$

12.49 **a.** 2° **b.** 1° **c.** 1°
d. 2° **e.** 1° **f.** 3°

12.51 **a.** alcohol **b.** éter **c.** tiol
d. alcohol **e.** éter **f.** alcohol
g. fenol

12.53 **a.**

b.

c. $CH_3—\overset{CH_3}{CH}—\overset{OH}{CH}—CH_2—CH_3$
d.

e. $CH_3—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_2—CH_3$
f.


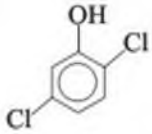
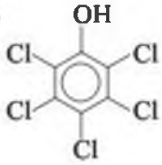
12.55 **a.** 1-propanol; forma enlaces de hidrógeno
b. 1-propanol; forma enlaces de hidrógeno
c. 1-butanol; mayor masa molar

12.57 **a.** soluble; forma enlaces de hidrógeno
b. soluble; forma enlaces de hidrógeno
c. insoluble; la larga cadena hidrocarbonada disminuye el efecto del enlace de hidrógeno del grupo polar —OH.

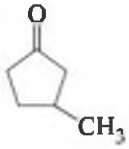
12.59 **a.** $CH_3—CH{=}CH_2$
b. $CH_3—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$
c. $CH_3—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_3$
d.

e.

12.61 La testosterona contiene los grupos funcionales cicloalqueno, alcohol y cetona.

12.63 **a.**

b. $CH_3—\overset{CH_3}{CH}—CH_2—CH_2—SH$
c.


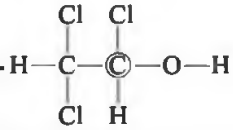
12.65 **a.** 2-bromo-4-clorociclopentanona
d. 3-bromo-4-clorobenzaldehído
e. 3-cloropropanal
f. 2-cloro-3-pentanona
g. 3-metilciclohexanona

12.67 **a.**

b.

c. $Cl—CH_2—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$
d. $CH_3—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_3$
e. $CH_3—CH_2—CH_2—\overset{CH_3}{CH}—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$
f. $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_3$

12.69 **b**, **c** y **d**

12.71 **a.** $CH_3—CH_2—OH$ **b.** $CH_3—CH_2—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$

12.73 **a.**

b. No hay carbono asimétrico.
c. No hay carbono asimétrico.
d. $CH_3—\overset{NH_2}{\overset{|}{CH}}—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—H$
e. $CH_3—CH_2—\overset{Br}{\overset{|}{CH}}—CH_2—CH_2—CH_3$

12.75 **a.** idénticos
b. enantiómeros
c. enantiómeros
d. idénticos

12.77 **a.** $CH_3-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H$ se oxida a $CH_3-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH$

b. $CH_3-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-CH_2-CH_2-CH_3$

c. $CH_3-CH_2-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH$

d.

12.79

$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-OH$ 1-Pentanol

$CH_3-\overset{OH}{\overset{|}{C}H}-CH_2-CH_2-CH_3$ 2-Pentanol

$CH_3-CH_2-\overset{OH}{\overset{|}{C}H}-CH_2-CH_3$ 3-Pentanol

$HO-CH_2-\overset{CH_3}{\overset{|}{C}H}-CH_2-CH_3$ 2-Metil-1-butanol

$HO-CH_2-CH_2-\overset{CH_3}{\overset{|}{C}H}-CH_3$ 3-Metil-1-butanol

$CH_3-\overset{CH_3}{\overset{|}{\underset{OH}{\underset{|}{C}}}}-CH_2-CH_3$ 2-Metil-2-butanol

$CH_3-\overset{OH}{\overset{|}{C}H}-\overset{CH_3}{\overset{|}{C}H}-CH_3$ 3-Metil-2-butanol

$CH_3-\overset{CH_3}{\overset{|}{\underset{CH_3}{\underset{|}{C}}}}-CH_2-OH$ 2,2-Dimetil-1-propanol

12.81 $CH_3-\overset{CH_3}{\overset{|}{C}H}-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H$ 2-Metilpropanal

12.83 $CH_3-CH_2-CH_2-OH$ 1-Propanol
A

$CH_3-CH=CH_2$ Propeno
B

$CH_3-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H$ Propanal
C

Combina los conceptos de los capítulos 9 a 12

CC.19 Algunos de los isótopos del silicio se recogen en la siguiente tabla:

Isótopo	% Abundancia natural	Masa atómica	Vida media	Radiación emitida
^{27}Si		26,99	4,2 s	Positrón
^{28}Si	92,23	27,99	Estable	Ninguna
^{29}Si	4,67	28,99	Estable	Ninguna
^{30}Si	3,10	29,98	Estable	Ninguna
^{31}Si		30,99	2,6 h	Beta

a. Indica el número de protones, neutrones y electrones de cada uno de los isótopos recogidos en la tabla.

Isótopo	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
^{27}Si			
^{28}Si			
^{29}Si			
^{30}Si			
^{31}Si			

b. ¿Cuál es la distribución electrónica del silicio?

c. Calcula la masa atómica del silicio empleando los isótopos naturales.

d. Escribe la ecuación nuclear para la desintegración de ^{27}Si y ^{31}Si.

e. Representa la molécula de $SiCl_4$ mediante su fórmula punto-electrón y predice cual será su geometría.

f. ¿Cuántas horas son necesarias para que la actividad de una muestra de ^{31}Si que es inicialmente de 16 μCi decaiga a 2,0 μCi?

CC.20 El K^+ es un electrolito necesario para el cuerpo humano que se encuentra en muchos alimentos y en los sustitutos de la sal. Uno de los isótopos del potasio es el ^{40}K, que tiene una abundancia natural del 0,012% y una vida media de $1,30 \times 10^9$ años. El isótopo de ^{40}K se desintegra dando lugar a ^{40}Ca o ^{40}Ar. La actividad característica del ^{40}K es de 7,0 μCi por gramo.

a. Escribe la ecuación nuclear para cada reacción de desintegración.

b. Identifica las partículas emitidas en cada reacción de desintegración.

c. ¿Cuántos iones K^+ hay en 85 g de KCl?

d. Expresa la actividad de 25 g de KCl en unidades becquerel.

CC.21 Un importante problema de seguridad medioambiental es la radiactividad del gas noble radón-222, que puede filtrase del suelo a los sótanos de los edificios. El radón-222 se forma por desintegración radiactiva del radio-226, que es un isótopo natural que se encuentra en las rocas y en el suelo (en particular en algunos estados de EE. UU.). El radón-222 tiene una vida media de 3,8 días y se desintegra emitiendo una partícula alfa. Como el radón-222 es un gas, puede ser inhalado y llegar fácilmente a los pulmones, con cuyo cáncer se lo ha relacionado. Las agencias medioambientales han determinado que un nivel de radón-222 de 4 picocuries por litro (pCi/l) es el máximo que se debe permitir en el aire de una casa.

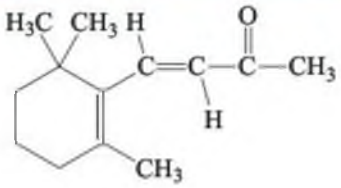
a. Escribe la ecuación para la desintegración radiactiva del Ra-226.

b. Escribe la ecuación para la desintegración radiactiva del Rn-222.

c. Si una habitación contiene 24 000 átomos de radón-222, ¿cuántos átomos de radón-222 quedan después de 15,2 días?

d. Supongamos que la habitación de una casa tiene un volumen de 72 000 litros ($7,2 \times 10^4$ l). Si el nivel de radón es de 2,5 picocuries/litro, ¿cuántas partículas alfa son emitidas al día? (1 Ci = $3,7 \times 10^{10}$ desintegraciones por segundo).

CC.22 La ionona es un compuesto que proporciona su olor característico a las violetas. Las pequeñas flores púrpura de las mismas son comestibles y se usan en ensaladas o para preparar infusiones. Por otro lado, el antioxidante antocianina es responsable de los colores azul y púrpura de las violetas. La ionona líquida tiene una densidad de 0,935 g/ml.



Ionona

a. ¿Qué grupos funcionales tiene la ionona?
b. El doble enlace de la cadena lateral, ¿es cis o trans?
c. ¿Cuál es la fórmula molecular y la masa molar de la ionona?
d. ¿Cuántos moles hay en 2,00 ml de ionona?
e. Cuando la ionona reacciona con hidrógeno en presencia de un catalizador de platino, el hidrógeno se adiciona al doble enlace y convierte el grupo ceto en un alcohol. Indica cuál es la fórmula molecular del producto obtenido y formula la estructura.
f. ¿Cuántos ml de hidrógeno se necesitan en CNPT para hacer reaccionar por completo 5,0 ml de ionona?

CC.23 La acetona (propanona) es un disolvente líquido transparente, de olor acre, que se utiliza para quitar el esmalte de uñas o eliminar pinturas y resinas. Tiene un punto de ebullición bajo y es altamente inflamable.

a. Formula la estructura de la propanona.
b. ¿Cuál es la fórmula molecular y la masa molar de la propanona?
c. Formula la estructura del alcohol que puede ser precursor de la propanona por oxidación.

CC.24 La acetona (propanona) tiene una densidad de 0,786 g/ml y un calor de combustión de 428 kcal/mol. Utilizando las respuestas del ejercicio anterior, contesta a las siguientes cuestiones:
a. Escribe la ecuación para la reacción de combustión completa de la propanona.
b. ¿Cuánto calor en kilojulios se libera si 2,58 g de propanona reaccionan con oxígeno?
c. ¿Cuántos gramos de oxígeno gas se necesitan para hacer reaccionar 15,0 ml de propanona?
d. ¿Cuántos litros de dióxido de carbono gas se producen en el apartado **c** en CNPT?

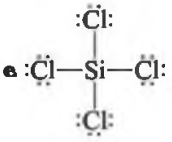
RESPUESTAS

CC.19 a.

Isótopo	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
^{27}Si	14	13	14
^{28}Si	14	14	14
^{29}Si	14	15	14
^{30}Si	14	16	14
^{31}Si	14	17	14

b. 2, 8, 4
c. La masa atómica calculada con los tres isótopos estables es de 28,09 u.
d. $^{27}_{14}Si \longrightarrow {}^{27}_{13}Al + {}^{0}_{+1}e$
$^{31}_{14}Si \longrightarrow {}^{31}_{15}P + {}^{0}_{-1}e$

e.



Tetraédrica

f. 16 μCi ⟶ 8,0 μCi ⟶ 4,0 μCi ⟶ 2,0 μCi es de tres vidas medias.

$$3\ \text{vidas medias} \times \frac{2{,}6\ \text{h}}{\text{vida media}} = 7{,}8\ \text{h}$$

CC.21 **a.** $^{226}_{88}Ra \longrightarrow {}^{222}_{86}Rn + {}^{4}_{2}He$
b. $^{222}_{86}Rn \longrightarrow {}^{218}_{84}Po + {}^{4}_{2}He$
c. Quedan 1500 átomos de radón-222.
d. $5{,}8 \times 10^{8}$ partículas alfa/día

CC.23 **a.** $CH_3-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-CH_3$
b. C_3H_6O, 58,0 g/mol
c. $CH_3-\overset{\overset{\displaystyle OH}{|}}{CH}-CH_3$

13 Ácidos carboxílicos, ésteres, aminas y amidas

EN ESTA UNIDAD...

13.1 Ácidos carboxílicos

13.2 Propiedades de los ácidos carboxílicos

13.3 Ésteres

13.4 Aminas

13.5 Amidas

«En los productos que habitualmente usamos para el cuidado de la piel, hay un buen número de ácidos carboxílicos, como, por ejemplo, los alfa-hidroxiácidos», nos explica el Dr. Ken Peterson, farmacéutico y químico especializado en cosmética de Oakland, California. «Cuando se hace reaccionar un ácido carboxílico de los llamados ácidos grasos con una base fuerte, se obtiene una sal que se llama jabón. Los jabones tienen un pH elevado, ya que la mezcla del ácido graso débil y la base fuerte no tiene un pH de 7. Si se disminuye el pH del jabón por debajo de 7, se convierte de nuevo en el ácido graso. Cuando creo perfumes, hago uso de mi olfato y de mis conocimientos de química para identificar y aislar las reacciones que producen aromas agradables. Muchos aromas se deben a los ésteres, que se forman cuando un alcohol reacciona con un ácido carboxílico. Por ejemplo, el éster que huele como la piña se prepara a partir de etanol y ácido butírico».

the Chemistry place

Visita **www.chemplace.com** y encontrarás cuestiones adicionales, tutoriales interactivos, información profesional, diapositivas en PowerPoint para repasar el capítulo, ayuda para resolver las operaciones matemáticas y casos prácticos.

Los ácidos carboxílicos son similares a los ácidos débiles que estudiamos en el capítulo 8. Tienen un sabor amargo o agrio, liberan iones hidronio en agua y neutralizan las bases. Cuando se usa vinagre —que es una mezcla de ácido acético y agua— para aderezar la ensalada, en realidad se está empleando un ácido carboxílico, al igual que cuando se saborea el gusto amargo del zumo de uva o de limón. Cuando un ácido carboxílico reacciona con un alcohol, se obtiene un éster. Las grasas de los aceites y de la carne son ésteres formados por el glicerol y los ácidos grasos, que son ácidos carboxílicos de cadena larga. Los aromas y los sabores de muchas frutas, como los plátanos, las naranjas o las fresas, se deben a la presencia de ciertos ésteres.

Las aminas y las amidas son compuestos orgánicos que contienen nitrógeno. Muchos compuestos nitrogenados son imprescindibles para la vida, como por ejemplo los aminoácidos, que constituyen las proteínas, y los ácidos nucleicos, como el ADN y el ARN. En medicina se utilizan aminas con una elevada actividad fisiológica como descongestivos, anestésicos o sedantes. Algunos ejemplos son la efedrina, la histamina, la epinefrina o las anfetaminas.

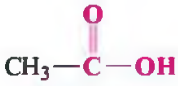
Los alcaloides, como la cafeína, la nicotina, la cocaína o la digitalina —todos ellos con una poderosa y bien contrastada actividad fisiológica— son aminas que se encuentran en las plantas de modo natural. Las amidas, que son derivados de los ácidos carboxílicos, son muy importantes en biología, especialmente para las proteínas. Algunas amidas que se emplean como medicamentos son el acetaminofenol (antipirético), el fenobarbital (sedante y anticonvulsivo) y la penicilina (antibiótico).

EL OBJETIVO ES...

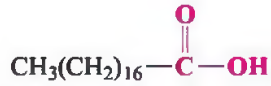
conocer los nombres comunes y la nomenclatura IUPAC y ser capaz de dibujar las fórmulas estructurales condensadas de los ácidos carboxílicos.

13.1 ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

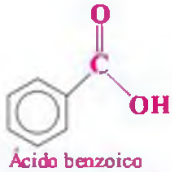
En los capítulos 10 y 12 explicamos que el grupo carbonilo (C=O) es el grupo funcional característico de los aldehídos y de las cetonas. En los **ácidos carboxílicos**, al grupo carbonilo se une un grupo hidroxilo, formándose de este modo un **grupo carboxilo**. El grupo carboxilo, a su vez, se puede unir bien a un resto alquilo o bien a uno aromático.



Ácido acético

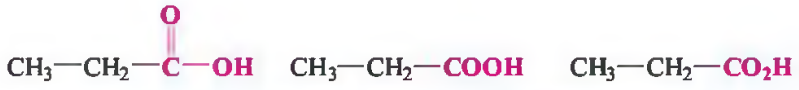


Ácido esteárico (ácido graso presente en aceites y grasas)



Ácido benzoico (ácido aromático)

El grupo carboxilo se puede representar de distintas formas. Por ejemplo, la fórmula estructural condensada del ácido propanoico se puede dibujar de los siguientes modos:



Diferentes representaciones de la fórmula estructural condensada del ácido propanoico

Nomenclatura de ácidos carboxílicos

WEB TUTORIAL
Carboxylic Acids

La nomenclatura IUPAC de los ácidos carboxílicos utiliza como base el nombre del alcano correspondiente a la cadena hidrocarbonada.

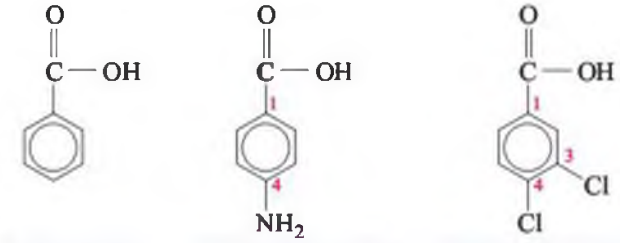
Paso 1 **Identificar la cadena carbonada más larga que contenga al grupo carboxilo y sustituir la terminación *o* del nombre del alcano por *oico*. Delante, escribir la palabra *ácido*.**

Paso 2 **Numerar la cadena carbonada, asignándole al carbono del grupo carboxilo el localizador 1.**

Paso 3 **Indicar la posición y los nombres de los sustituyentes de la cadena principal.**

Ácido metanoico Ácido 2-metilpropanoico Ácido 3-hidroxibutanoico

Paso 4 **El ácido carboxílico aromático se llama ácido benzoico.** El anillo de benceno se numera en el sentido en que se obtengan los localizadores más bajos para los sustituyentes, asignándole al carbono que soporta el grupo carboxilo el localizador 1.



Ácido benzoico Ácido 4-aminobenzoico Ácido 3,4-diclorobenzoico

Aun hoy, muchos ácidos carboxílicos se nombran con sus nombres comunes, que por lo general derivan de la fuente natural a partir de la que se aíslan. En el capítulo 12 aprendimos a nombrar los aldehídos mediante una serie de prefijos que hacían referencia a su fuente habitual de obtención; para nombrar los ácidos carboxílicos se emplean los mismos prefijos.

Por ejemplo, cuando las abejas, las hormigas rojas u otros insectos nos pican, inyectan bajo la piel ácido fórmico. Por otro lado, el ácido acético es el producto de la oxidación del etanol del vino o de la sidra de manzana, y la disolución resultante de ácido acético y agua es el vinagre. Otro ejemplo es el ácido butírico, responsable del desagradable olor de la mantequilla rancia (tabla 13.1).

TABLA 13.1 Nombres y fuentes naturales de algunos ácidos carboxílicos

Fórmula estructural condensada	Nombre IUPAC	Nombre común	
$H-\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}-OH$	Ácido metanoico	Ácido fórmico	
$CH_3-\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}-OH$	Ácido etanoico	Ácido acético	
$CH_3-CH_2-\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}-OH$	Ácido propanoico	Ácido propiónico	
$CH_3-CH_2-CH_2-\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}-OH$	Ácido butanoico	Ácido butírico	

EJERCICIO RESUELTO 13.1

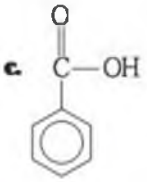
Nomenclatura de ácidos carboxílicos

Nombra según la IUPAC los siguientes ácidos carboxílicos. Indica, en los casos en los que exista, el nombre común correspondiente.

a. $CH_3-CH_2-\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}-OH$

b. $CH_3-CH_2-\overset{CH_3}{\overset{|}{CH}}-\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}-OH$

c.



SOLUCIÓN

a. Este ácido carboxílico tiene 3 átomos de carbono. En la nomenclatura IUPAC, la *o* del propano es reemplazada por la terminación *oico*. La palabra *ácido* se coloca delante del nombre, de modo que el compuesto es el ácido propanoico. El nombre común es ácido propiónico.

b. Este ácido carboxílico tiene un grupo metilo en el segundo átomo de carbono. El nombre IUPAC es ácido 2-metilbutanoico.

c. Es un ácido carboxílico aromático llamado ácido benzoico.

¡AHORA TÚ!

Dibuja la fórmula estructural condensada del ácido pentanoico.

Química y salud

Alfa-hidroxiácidos

Los alfa-hidroxiácidos (AHA) son ácidos carboxílicos con un grupo hidroxilo (—OH) en el carbono alfa (contiguo al grupo carboxilo) y se encuentran en la fruta, la caña de azúcar o la leche (está documentado que Cleopatra se bañaba en leche agria para mantener su piel suave). Hasta hace unos años, los dermatólogos utilizaban productos con un elevado contenido de AHA para eliminar las marcas del acné o para disminuir la pigmentación de la piel y las manchas que aparecen con la edad. Actualmente, sin embargo, se utilizan productos con un menor contenido de AHA (8-10%) para el cuidado de la piel, reducir las pequeñas arrugas, mejorar la textura de la piel o limpiar los poros. En estos productos cosméticos es posible encontrar bien un único alfa-hidroxiácido, bien una combinación de varios. El ácido glucólico y el ácido láctico son los más utilizados.

Estudios recientes han puesto de manifiesto que los cosméticos con AHA incrementan la sensibilidad de la piel al sol y a la radiación UV. De hecho, se recomienda que, mientras se trate la piel con productos que contengan AHA, se utilice también un protector solar con un índice de protección (SPF) de al menos 15. Los cosméticos con concentraciones de AHA inferiores al 10% y pH mayores de 3,5 se consideran generalmente seguros. Sin embargo, la Food and Drug Administration (FDA) posee datos de que algunos productos con AHA pueden provocar irritación de la piel, aparición de ampollas, erupciones cutáneas o decoloración de la piel. Pese a ello, la FDA, no obliga a los fabricantes a que les remitan los informes de seguridad de sus productos, aunque sí a comercializar tan solo productos seguros. La FDA también recomienda a los consumidores que, antes de aplicarse cualquier cosmético con AHA, lo prueben primero aplicándoselo en una pequeña zona de piel.

Alfa-hidroxiácido (origen)	Estructura
Ácido glucólico (caña de azúcar, remolacha azucarera)	$HO-CH_2-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-OH$
Ácido láctico (leche agria)	$CH_3-\overset{\overset{\displaystyle OH}{\|}}{CH}-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-OH$
Ácido tartárico (uvas)	$HO-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-\overset{\overset{\displaystyle OH}{\|}}{CH}-\overset{\overset{\displaystyle OH}{\|}}{CH}-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-OH$
Ácido málico (manzanas, uvas)	$HO-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-CH_2-\overset{\overset{\displaystyle OH}{\|}}{CH}-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-OH$
Ácido cítrico (cítricos: limones, naranjas, pomelos)	$HO-\underset{\underset{\displaystyle CH_2-COOH}{\|}}{\overset{\overset{\displaystyle CH_2-COOH}{\|}}{C}}-COOH$

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Ácidos carboxílicos

13.1 ¿Qué ácido carboxílico provoca la respuesta dolorosa tras la picadura de una hormiga?

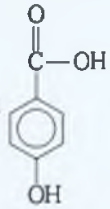
13.2 ¿Qué ácido carboxílico se encuentra en el vinagre?

13.3 Explica las diferencias entre las fórmulas estructurales condensadas del propanol y del ácido propanoico.

13.4 Explica las diferencias entre las fórmulas estructurales condensadas del benzaldehído y del ácido benzoico.

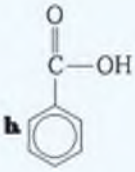
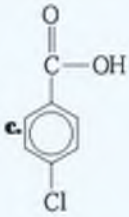
13.5 Nombra según la IUPAC los siguientes ácidos carboxílicos. Indica, cuando exista, el correspondiente nombre vulgar.

a. $CH_3-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-OH$ **b.** $CH_3-CH_2-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-OH$

c. 

d. $CH_3-\overset{\overset{\displaystyle Br}{|}}{CH}-CH_2-CH_2-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-OH$

13.6 Nombra según la IUPAC los siguientes ácidos carboxílicos. Indica, cuando exista, el correspondiente nombre vulgar.

a. $H-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-OH$ **b.**  **c.** 

d. $CH_3-\overset{\overset{\displaystyle CH_3}{|}}{CH}-CH_2-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-OH$

13.7 Dibuja las fórmulas estructurales condensadas de los siguientes ácidos carboxílicos:

a. ácido propiónico **b.** ácido benzoico
c. ácido cloroetanoico **d.** ácido 3-hidroxipropanoico
e. ácido butírico **f.** ácido heptanoico

13.8 Dibuja las fórmulas estructurales condensadas de los siguientes ácidos carboxílicos:

a. ácido pentanoico **b.** ácido 3-etilbenzoico
c. ácido 2-hidroxiacético **d.** ácido 2,4-dibromobutanoico
e. ácido 3-metilbenzoico **f.** ácido hexanoico

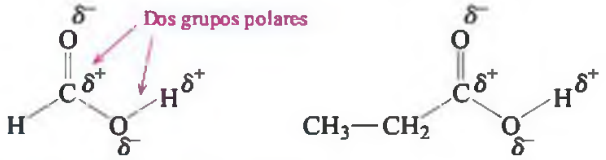
EL OBJETIVO ES...

comparar los puntos de ebullición, la solubilidad y la ionización en agua de los ácidos carboxílicos.

WEB TUTORIAL
Carboxylic Acids

13.2 PROPIEDADES DE LOS ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Los ácidos carboxílicos son de los compuestos orgánicos más polares, ya que el grupo carboxilo está formado por dos grupos polares: un grupo hidroxilo (—OH) y un grupo carbonilo (C=O). El grupo —OH es similar al grupo funcional de los alcoholes, mientras que el doble enlace del grupo carbonilo es análogo al de los aldehídos y cetonas.

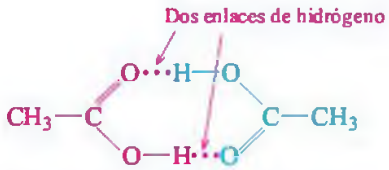


Puntos de ebullición

Los grupos polares —OH posibilitan que los ácidos carboxílicos formen enlaces de hidrógeno con otras moléculas de ácido carboxílico, además de con el agua. El resultado de estos enlaces de hidrógeno es que los ácidos carboxílicos tienen puntos de ebullición mayores que los alcoholes, los aldehídos y las cetonas de similar masa molecular.

	$CH_3—CH_2—C(=O)—H$	$CH_3—CH_2—CH_2—OH$	$CH_3—C(=O)—OH$
Compuesto	Propanal	1-Propanol	Ácido acético
Masa molecular	58	60	60
Punto de ebullición	49 °C	97 °C	118 °C

Una de las razones que explican los elevados puntos de ebullición de los ácidos carboxílicos es la posibilidad de que dos moléculas de ácido carboxílico se asocien mediante enlaces de hidrógeno, formando así un dímero. De este modo, la masa efectiva del ácido carboxílico se duplica, lo que significa que se necesitan temperaturas más elevadas para que el ácido carboxílico alcance el punto de ebullición y pase a la fase gaseosa.



Solubilidad en agua

Los ácidos carboxílicos de entre 1 y 4 átomos de carbono son muy solubles en agua, ya que el grupo carboxilo es capaz de formar enlaces de hidrógeno con varias moléculas de agua (fig. 13.1). Sin embargo, a medida que la longitud de la cadena hidrocarbonada aumenta, la parte no polar del ácido carboxílico reduce su solubilidad en agua, y por tanto los ácidos carboxílicos con 5 o más átomos de carbono no son muy solubles en agua. La tabla 13.2 recoge los puntos de ebullición (p. e.) y las solubilidades de algunos ácidos carboxílicos.

FIGURA 13.1 El ácido acético forma enlaces de hidrógeno con moléculas de agua.
P ¿Por qué los átomos del grupo carboxilo forman enlaces de hidrógeno con moléculas de agua?

TABLA 13.2 Propiedades de algunos ácidos carboxílicos

Nombre IUPAC	p. e. (°C)	¿Es soluble en agua?
Ácido metanoico	101	Sí
Ácido etanoico	118	Sí
Ácido propanoico	141	Sí
Ácido butanoico	164	Sí
Ácido pentanoico	187	Ligeramente
Ácido hexanoico	205	Ligeramente
Ácido benzoico	250	Ligeramente

EJERCICIO RESUELTO 13.2

Propiedades de los ácidos carboxílicos

Ordena los siguientes compuestos en orden creciente de punto de ebullición: ácido butanoico, pentano, 2-butanol.

SOLUCIÓN

En las moléculas con masas moleculares similares, el punto de ebullición aumenta si se forman enlaces de hidrógeno. El alcano tiene el menor punto de ebullición, ya que sus moléculas no pueden asociarse por enlaces de hidrógeno, mientras que los alcoholes y los

ácidos carboxílicos tienen puntos de ebullición superiores, ya que el grupo —OH puede formar enlaces de hidrógeno. Los puntos de ebullición más elevados corresponden a los ácidos carboxílicos y se deben a la formación de dímeros estables, que incrementan la masa efectiva y, con ello, el punto de ebullición.

Pentano < 2-butanol < ácido butanoico

¡AHORA TÚ!

¿Por qué el ácido metanoico (p. e. 101 °C) tiene un punto de ebullición mayor que el etanol (p. e. 78 °C) si ambos tienen, aproximadamente, la misma masa molecular?

Acidez de los ácidos carboxílicos

Una de las propiedades más importantes de los ácidos carboxílicos es su capacidad de ionización en agua, que los convierte en ácidos débiles. Al ionizarse, el ácido carboxílico cede un protón a una molécula de agua, originando un ión llamado **ión carboxilato**, y también un ión hidronio. Los ácidos carboxílicos son ácidos más fuertes que otros compuestos orgánicos (como los fenoles), pero, por lo general, solo un pequeño porcentaje de las moléculas del ácido carboxílico (~1%) se encuentra ionizado.

Ácido carboxílico **Ión carboxilato**

$$CH_3-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-OH + H_2O \rightleftharpoons CH_3-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-O^- + H_3O^+$$

Ácido etanoico (ácido acético) — Ión etanoato (ión acetato) — Ión hidronio

EJERCICIO RESUELTO 13.3

Ionización de los ácidos carboxílicos en agua

Escribe la ecuación de la reacción de ionización del ácido propiónico en agua.

SOLUCIÓN

La ionización del ácido propiónico origina un ión carboxilato y un ión hidronio.

$$CH_3-CH_2-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-OH + H_2O \rightleftharpoons CH_3-CH_2-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-O^- + H_3O^+$$

¡AHORA TÚ!

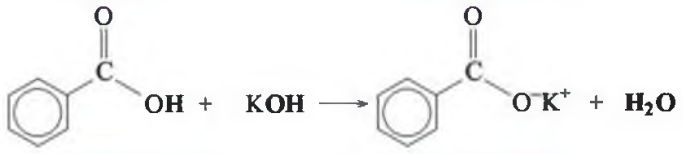
Escribe la ecuación de la reacción de ionización del ácido fórmico en agua.

Neutralización de ácidos carboxílicos

Los ácidos carboxílicos, al igual que todos los ácidos débiles, son neutralizados completamente al reaccionar con bases fuertes, como el NaOH o el KOH. Los productos de esta reacción son agua y la **sal del ácido carboxílico**, formada por el anión carboxilato y por el catión metálico de la base empleada. El ión carboxilato se nombra sustituyendo la terminación *oico* del nombre del ácido por la terminación *ato*.

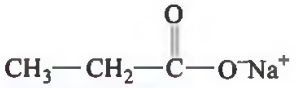
$$H-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-OH + NaOH \longrightarrow H-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-O^-Na^+ + H_2O$$

Ácido fórmico — Formiato de sodio

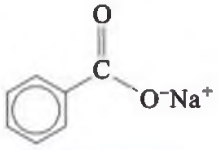


Ácido benzoico — Benzoato de potasio

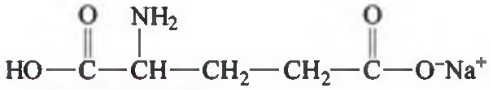
El propionato de sodio es un conservante que se añade a los quesos, al pan y a otros productos de panadería para evitar que se pudran. El benzoato de sodio es un inhibidor del crecimiento de hongos y bacterias, y se añade a los zumos, a la margarina, a algunas salsas, a ensaladas y a mermeladas. El glutamato de sodio se utiliza en carnes, pescados y productos de panadería para mejorar su sabor, a pesar de que puede producir dolor de cabeza a algunas personas.



Propionato de sodio



Benzoato de sodio



Glutamato de sodio

Las sales de los ácidos carboxílicos son compuestos iónicos, en los que se establece una fuerte atracción entre los iones metálicos positivos —como el Li^+, Na^+, y K^+— y los iones carboxilato negativos. Como la mayoría de las sales, las sales de los ácidos carboxílicos son sólidas a temperatura ambiente, tienen elevados puntos de fusión y son, por lo general, solubles en agua.

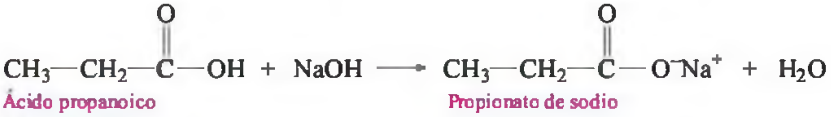
EJERCICIO RESUELTO 13.4

Neutralización de ácidos carboxílicos

Escribe la ecuación de neutralización del ácido propanoico (propiónico) con hidróxido de sodio.

SOLUCIÓN

En la neutralización de un ácido con una base se produce la sal del ácido y agua.



Ácido propanoico Propionato de sodio

¡AHORA TÚ!

¿Qué ácido carboxílico producirá butanoato potásico (butirato potásico) al ser neutralizado con KOH?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Propiedades de los ácidos carboxílicos

13.9 En cada pareja, indica el compuesto con mayor punto de fusión y justifica tu respuesta:
a. ácido etanoico (ácido acético) y ácido butanoico
b. 1-propanol y ácido propanoico
c. butanona y ácido butanoico

13.10 En cada pareja, indica el compuesto con mayor punto de fusión y justifica tu respuesta:
a. propanona (acetona) y ácido propanoico
b. ácido propanoico y ácido hexanoico
c. etanol y ácido etanoico (ácido acético)

13.11 En cada grupo, indica la sustancia más soluble en agua y justifica tu respuesta:
a. ácido propanoico, ácido hexanoico y ácido benzoico
b. pentano, 1-butanol y ácido propanoico

13.12 En cada grupo, indica la sustancia más soluble en agua y justifica tu respuesta:
a. butanona, ácido butanoico y butano
b. ácido etanoico (ácido acético), ácido pentanoico, ácido octanoico

13.13 Escribe la ecuación de la reacción de ionización en agua de los siguientes ácidos carboxílicos:

a. H—C(=O)—OH **b.** $CH_3—CH_2—C(=O)—OH$
c. ácido acético

13.14 Escribe la ecuación de la reacción de ionización en agua de los siguientes ácidos carboxílicos:

a. $CH_3—CH(CH_3)—C(=O)—OH$
b. ácido hidroxietanoico
c. ácido butanoico

13.15 Escribe las ecuaciones de las reacciones de los siguientes ácidos carboxílicos con NaOH:
a. ácido fórmico **b.** ácido propanoico **c.** ácido benzoico

13.16 Escribe las ecuaciones de las reacciones de los siguientes ácidos carboxílicos con KOH:
a. ácido acético **b.** ácido 2-metilbutanoico
c. ácido 4-clorobenzoico

13.3 ÉSTERES

EL OBJETIVO ES...

conocer la nomenclatura de los ésteres y escribir las ecuaciones de formación y de hidrólisis de los ésteres.

Los **ésteres** se forman cuando los ácidos carboxílicos reaccionan con alcoholes. En un éster, el átomo de —H del grupo carboxilo es reemplazado por un grupo alquilo. Por ejemplo, las grasas y los aceites que ingerimos son ésteres formados entre el glicerol y los ácidos grasos, que son ácidos carboxílicos de cadena larga. El aroma y el sabor de algunas frutas, como los plátanos, las naranjas y las fresas, se deben a su contenido en ciertos ésteres.

Ácido carboxílico **Éster**

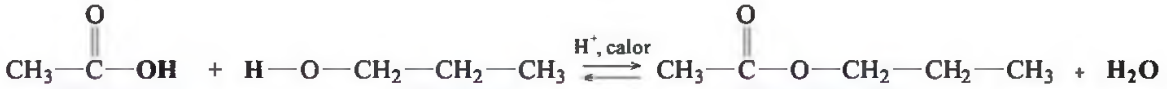
Ácido etanoico (ácido acético) — Etanoato de metilo (acetato de metilo)

Esterificación

Las reacciones de **esterificación** consisten en la reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol en presencia de un catalizador ácido (generalmente H_2SO_4) y conducen a la formación de ésteres. En estas reacciones, el grupo —OH del ácido carboxílico y el —H del alcohol se combinan entre sí y generan agua.

Ácido acético — Metanol — Acetato de metilo

Por ejemplo, el éster responsable del sabor y aroma de las peras se puede preparar a partir de ácido acético y 1-propanol. La ecuación de la reacción de esterificación se escribe en este caso así:



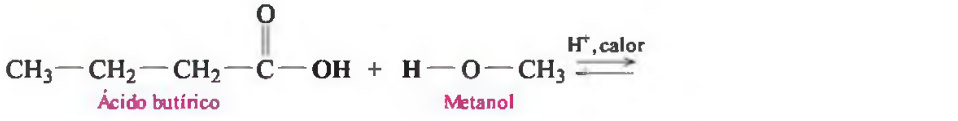
Ácido acético — 1-Propanol — Acetato de propilo (peras)

EJERCICIO RESUELTO 13.5

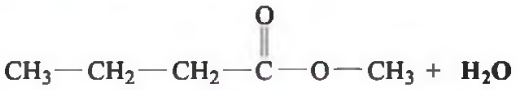
Reacciones de esterificación

El éster que produce el sabor y el olor característico de las manzanas puede prepararse a partir de ácido butírico y metanol. ¿Cuál es la ecuación de la reacción de formación del éster que contienen las manzanas?

SOLUCIÓN



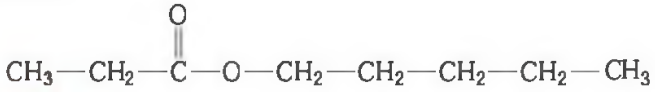
Ácido butírico — Metanol



Butirato de metilo

¡AHORA TÚ!

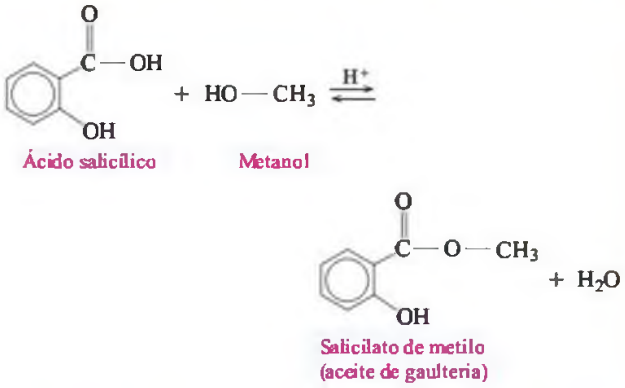
¿Qué ácido carboxílico y qué alcohol se necesitan para preparar el siguiente éster, que proporciona a los melocotones su olor y sabor característicos? (*Ayuda:* separa el O y el C=O del grupo éster y añade H y OH para encontrar el alcohol y el ácido carboxílico de partida).

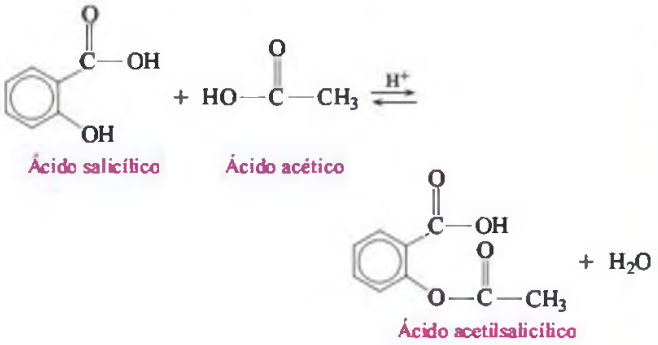


Química y salud

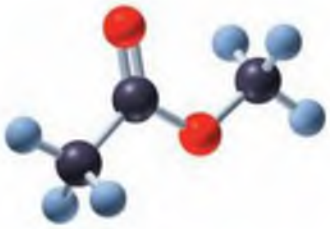
Ácido salicílico y ácido acetilsalicílico

Durante muchos siglos, uno de los remedios para aliviar el dolor era masticar un trozo de corteza de sauce. Hacia el año 1800, los químicos descubrieron que el compuesto presente en la corteza del sauce que aliviaba el dolor era el ácido salicílico. Sin embargo, el ácido salicílico, que tiene un grupo hidroxilo y un grupo carboxilo, irrita la mucosa intestinal. En 1899 la compañía Bayer, en Alemania, anunció la preparación de un éster entre el ácido salicílico y el ácido acético, al que llamó *ácido acetilsalicílico*, que era mucho menos irritante para el estómago. En algunas formulaciones de ácido acetilsalicílico se añade un amortiguador de pH para reducir la irritación estomacal. El ácido acetilsalicílico se usa como analgésico (alivia el dolor), antipirético (reduce la fiebre) y antiinflamatorio.





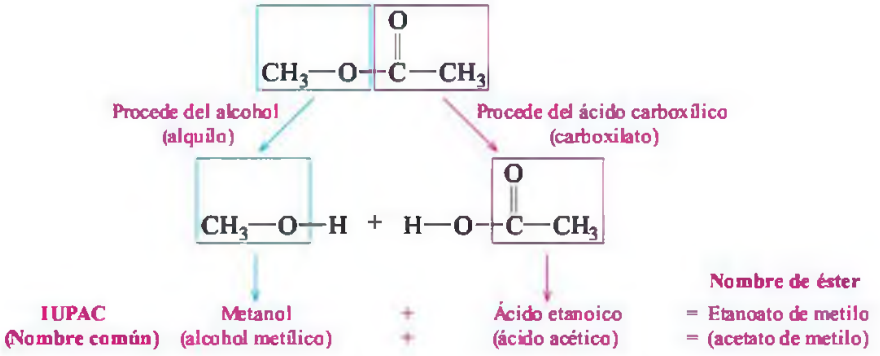
El aceite esencial de gaulteria posee un alto contenido de salicilato de metilo y tiene olor y sabor mentolado. El salicilato de metilo tiene la ventaja de que atraviesa la piel, produce calor y alivia los músculos doloridos, por lo que se utiliza en algunas pomadas como antiinflamatorio.



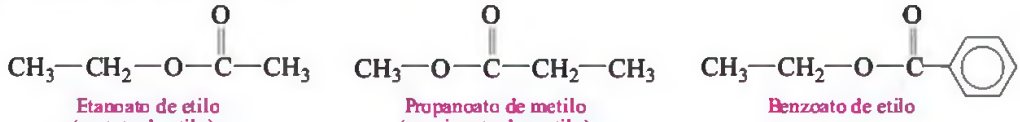
Etanoato de metilo
(acetato de metilo)

Nomenclatura de ésteres

El nombre de los ésteres consta de dos palabras; una se refiere al ácido carboxílico y la otra, al alcohol. La primera palabra es el nombre del *carboxilato* del ácido carboxílico, y la segunda palabra indica la parte *alquílica* aportada por el alcohol. En la nomenclatura IUPAC de los ésteres se emplean los nombres IUPAC de los ácidos carboxílicos, mientras que el nombre común de los ésteres suele derivar del nombre común del ácido carboxílico de partida. Por ejemplo, consideremos el siguiente éster: lo dividimos en dos fragmentos, uno procedente del alcohol y el otro del ácido carboxílico. Combinando los nombres del alcohol y del ácido carboxílico que lo forman, se obtiene el nombre del éster.



En los siguientes ejemplos se indica el nombre IUPAC de algunos ésteres frecuentes, junto con sus nombres comunes.

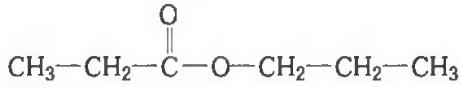


Etanoato de etilo (acetato de etilo) — Propanoato de metilo (propionato de metilo) — Benzoato de etilo

EJERCICIO RESUELTO 13.6

Nomenclatura de ésteres

Escribe el nombre IUPAC y el nombre común del siguiente éster:

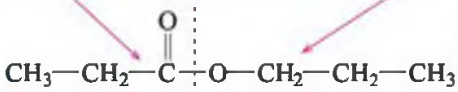


SOLUCIÓN

El nombre del fragmento alquílico que procede del alcohol es *propilo*, y el del fragmento procedente del carboxilato es *propanoato (propionato)*.

Procede del ácido propanoico → propanoato (o del ácido propiónico → propionato)

Procede del propanol → propilo



Nombre IUPAC: Propanoato de propilo
Nombre común: Propionato de propilo

¡AHORA TÚ!

Dibuja la fórmula estructural condensada del etanoato de pentilo (acetato de pentilo), responsable del olor y sabor de los melocotones.

Ésteres en las plantas

El perfume de muchas flores y el sabor de multitud de frutas se deben a su contenido en ciertos ésteres. Los ésteres de bajo peso molecular son compuestos volátiles, lo que permite tanto olerlos como saborearlos, ya que son solubles en agua. La tabla 13.3 recoge algunas de estas sustancias.

TABLA 13.3 Ésteres presentes en frutas

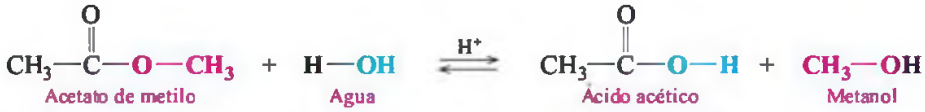
Fórmula estructural condensada y nombre	Sabor/aroma
$CH_3-C(=O)-O-CH_2-CH_2-CH_3$ Etanoato de propilo (acetato de propilo)	Peras
$CH_3-C(=O)-O-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$ Etanoato de pentilo (acetato de pentilo)	Plátanos
$CH_3-C(=O)-O-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$ Etanoato de octilo (acetato de octilo)	Naranjas
$CH_3-CH_2-CH_2-C(=O)-O-CH_2-CH_3$ Butanoato de etilo (butirato de etilo)	Piñas
$CH_3-CH_2-CH_2-C(=O)-O-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$ Butanoato de pentilo (butirato de pentilo)	Melocotones

Hidrólisis ácida de ésteres

Cuando un éster sufre la reacción de **hidrólisis**, se disocia en el alcohol y el ácido carboxílico que lo constituyen. La responsable de la disociación es el agua del medio, y la reacción de hidrólisis se lleva a cabo calentando el éster con agua en presencia de un ácido fuerte que actúa como catalizador, como el H_2SO_4 o el HCl.

La hidrólisis es la reacción inversa a la esterificación. En las células, son las enzimas —que reemplazan al catalizador ácido— las que realizan la hidrólisis de los compuestos biológicos. En la reacción de hidrólisis, el —OH de una molécula de agua se une al grupo carbonilo del éster para formar el correspondiente ácido carboxílico.

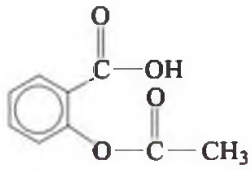
Éster **Ácido carboxílico** **Alcohol**



EJERCICIO RESUELTO 13.7

Hidrólisis ácida de ésteres

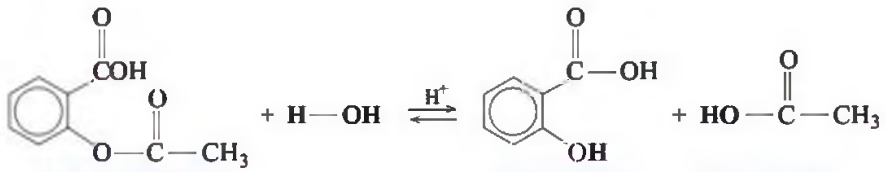
Cuando el ácido acetilsalicílico se conserva durante mucho tiempo en un ambiente cálido y con agua, se hidroliza. ¿Cuáles son los productos de hidrólisis del ácido acetilsalicílico? ¿Por qué un frasco viejo de ácido acetilsalicílico huele a vinagre?



Ácido acetilsalicílico

SOLUCIÓN

Para dibujar las fórmulas de los productos de hidrólisis del ácido acetilsalicílico, desconectamos el enlace éster. Después, completamos la fórmula del ácido carboxílico añadiéndole —OH (del agua) al grupo carbonilo, y la del alcohol añadiéndole un —H. El ácido acético que se produce en la hidrólisis es el responsable del olor a vinagre cuando el ácido acetilsalicílico se hidroliza.



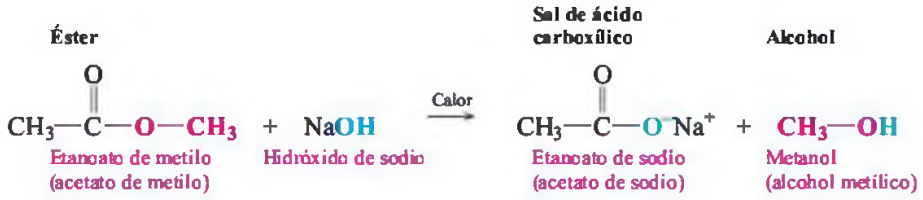
¡AHORA TÚ!

¿Cuáles son los nombres de los productos de hidrólisis del propanoato de etilo (propionato de etilo)?

Hidrólisis básica de ésteres

Cuando la hidrólisis de un éster se lleva a cabo con una base fuerte, como el KOH o el NaOH, los productos que se obtienen son el correspondiente alcohol y la sal del ácido carboxílico. La hidrólisis básica también se llama **saponificación**, por su relación con la hidró-

lisis de las grasas con NaOH que se emplea para obtener jabón. El ácido carboxílico que se produce durante la hidrólisis reacciona con la base fuerte y se convierte en el correspondiente ión carboxilato.



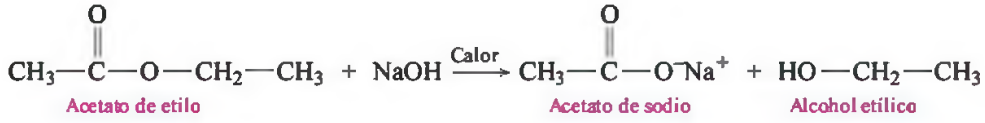
EJERCICIO RESUELTO 13.8

Hidrólisis básica de ésteres

El acetato de etilo es el disolvente que habitualmente se utiliza en el esmalte de uñas. Escribe la ecuación de hidrólisis del acetato de etilo con NaOH.

SOLUCIÓN

En la hidrólisis del acetato de etilo con NaOH se producen la sal del ácido acético y alcohol etílico.



¡AHORA TÚ!

Dibuja las fórmulas estructurales condensadas de los productos de hidrólisis del benzoato de metilo con NaOH.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Ésteres

13.17 Indica si los siguientes compuestos son aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos o ésteres:

a. $CH_3-C(=O)-H$

b. $CH_3-C(=O)-O-CH_3$

c. $CH_3-CH_2-C(=O)-CH_3$

d. $CH_3-CH_2-C(=O)-OH$

13.18 Indica si los siguientes compuestos son aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos o ésteres:

a. $CH_3-C(=O)-OH$

b. $CH_3-C(=O)-O-CH_2-CH_3$

c. $CH_3-CH_2-C(=O)-H$

d. $CH_3-CH(CH_3)-C(=O)-O-CH_2-CH_3$

13.19 Dibuja la fórmula estructural condensada de los ésteres que se forman cuando los siguientes ácidos reaccionan con metanol:

a. ácido acético
b. ácido butírico
c. ácido benzoico

13.20 Dibuja la fórmula estructural condensada de los ésteres que se forman cuando los siguientes ácidos reaccionan con metanol:

a. ácido fórmico
b. ácido propiónico
c. ácido 2-metilpentanoico

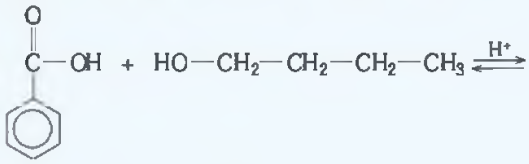
13.21 Dibuja las fórmulas estructurales condensadas de los ésteres que se forman en las siguientes reacciones:

a. $CH_3-CH_2-C(=O)-OH + HO-CH_2-CH_2-CH_3 \xrightleftharpoons{H^+}$

b. $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-C(=O)-OH + HO-CH(CH_3)-CH_3 \xrightleftharpoons{H^+}$

13.22 Dibuja las fórmulas estructurales condensadas de los ésteres que se forman en las siguientes reacciones:

a. $CH_3-CH_2-C(=O)-OH + HO-CH_3 \xrightleftharpoons{H^+}$

b. 

13.23 Nombra los siguientes ésteres:

a. $CH_3-O-C(=O)-H$

b. $CH_3-O-C(=O)-CH_3$

c. $CH_3-O-C(=O)-CH_2-CH_2-CH_3$

d. $CH_3-CH_2-CH_2-C(=O)-O-CH_2-CH_3$

13.24 Nombra los siguientes ésteres:

a. $CH_3-CH_2-O-C(=O)-CH_2-CH_2-CH_3$

b. $CH_3-O-C(=O)-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$

c. $CH_3-O-C(=O)-CH_2-CH_2-CH_3$

d. $CH_3-CH_2-C(=O)-O-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$

13.25 Dibuja las fórmulas estructurales condensadas de los siguientes ésteres:

a. acetato de metilo **b.** formiato de butilo
c. pentanoato de etilo **d.** propanoato de propilo

13.26 Dibuja las fórmulas estructurales condensadas de los siguientes ésteres:

a. acetato de hexilo **b.** propionato de propilo
c. butanoato de etilo **d.** benzoato de metilo

13.27 ¿Cuáles son los ésteres responsables del olor y sabor de las siguientes frutas?

a. plátanos
b. naranjas
c. melocotones

13.28 ¿Qué aroma estaríamos percibiendo si oliésemos los siguientes compuestos?

a. butanoato de etilo
b. acetato de propilo
c. acetato de pentilo

13.29 ¿Cuáles son los productos que se obtienen en la hidrólisis ácida de un éster?

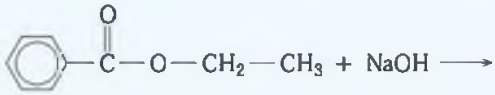
13.30 ¿Cuáles son los productos que se obtienen en la hidrólisis básica de un éster?

13.31 Dibuja las fórmulas estructurales condensadas de los productos que se obtienen en las siguientes reacciones de hidrólisis de ésteres, en medio básico o ácido según se indique:

a. $CH_3-CH_2-C(=O)-O-CH_3 + NaOH \longrightarrow$

b. $CH_3-C(=O)-O-CH_2-CH_2-CH_3 + H_2O \xrightarrow{H^+}$

c. $CH_3-CH_2-CH_2-C(=O)-O-CH_2-CH_3 + H_2O \xrightarrow{H^+}$

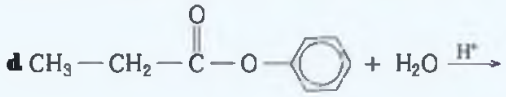
d. 

13.32 Dibuja las fórmulas estructurales condensadas de los productos que se obtienen en las siguientes reacciones de hidrólisis de ésteres, en medio básico o ácido según se indique:

a. $CH_3-CH_2-C(=O)-O-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3 + H_2O \xrightarrow{H^+}$

b. $H-C(=O)-O-CH_2-CH_3 + NaOH \longrightarrow$

c. $CH_3-CH_2-C(=O)-O-CH_3 + H_2O \xrightarrow{H^+}$

d. 

Química y medioambiente

Acción limpiadora de los jabones

Durante muchos siglos, el jabón se ha preparado mediante el calentamiento de grasas de origen animal (sebo) con potasa, una solución básica que se obtenía a partir de la ceniza de la madera. En el proceso de elaboración de los jabones, los ácidos grasos, que son ácidos carboxílicos de cadena larga, son saponificados por la potasa.

Ácido graso

$$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH + NaOH \longrightarrow$$

Sal de ácido carboxílico (jabón)

$$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O^-Na^+$$

Cadena no polar (hidrofóbica) — Cabeza polar (hidrofílica)

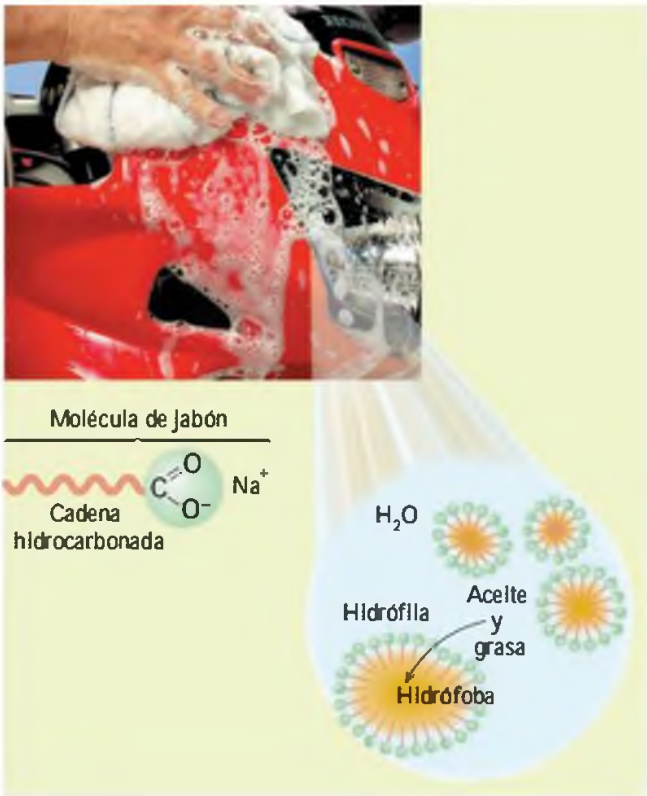
Hoy en día, los jabones se siguen preparando a partir de grasas, como el aceite de coco, y además se añaden perfumes para que tengan un olor agradable. Los jabones son sales de ácidos grasos de cadena larga, y los dos extremos de las moléculas de jabón tienen distinta polaridad. La parte que contiene la cadena larga hidrocarbonada es no polar e *hidrofóbica* (repele el agua); es soluble en sustancias no polares como el aceite o la grasa, pero no es soluble en agua. Por el contrario, el extremo con el grupo carboxilato es iónico e *hidrofílico* (atrae el agua), y es muy soluble en agua pero no en aceites o grasas.

Cuando se limpia con jabón, las cadenas no polares de las moléculas de jabón se disuelven en los aceites y en las grasas que acompañan a la suciedad, mientras que las cabezas polares hidrofílicas se colocan hacia fuera, donde están en contacto con el agua del medio. De este modo, las moléculas de jabón rodean las partículas de suciedad, formando cúmulos llamados *micelas*. Los extremos iónicos de las moléculas de jabón hacen que las micelas sean polares y, por lo tanto, solubles en agua. De este modo, los pequeños glóbulos de grasa o aceite, recubiertos con moléculas de jabón, se disuelven en el agua de lavado y se pueden eliminar mediante el aclarado.

Una de las limitaciones de la eficacia de los jabones es que el ión carboxilato puede reaccionar con algunos de los iones presentes de modo natural en el agua, como Ca^{2+} o Mg^{2+}, formando sustancias insolubles.

$$2CH_3(CH_2)_{16}COO^- + Mg^{2+} \longrightarrow [CH_3(CH_2)_{16}COO]_2Mg^{2+}$$

Ión estearato — Ión magnesio — Estearato de magnesio (insoluble)



13.4 AMINAS

EL OBJETIVO ES...

clasificar las aminas como primarias, secundarias o terciarias y nombrar las aminas con sus nombres comunes. Conocer algunas propiedades de las aminas.

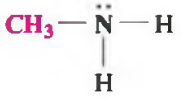
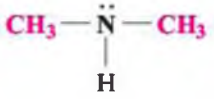
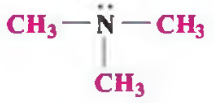
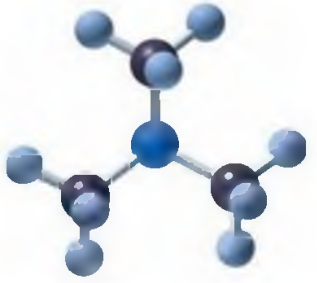
Las **aminas** son compuestos derivados del amoniaco (NH_3) en los que uno o más de sus átomos de hidrógeno han sido remplazados por grupos alquilo o arilo. Como vimos en la tabla 10.8, en el capítulo 10, los átomos de nitrógeno por lo general forman 3 enlaces. Por ejemplo, en la metilamina, uno de los átomos de hidrógeno del amoniaco ha sido remplazado por un grupo metilo. La sustitución con 2 grupos metilo origina la dimetilamina, y si se remplazan los 3 átomos de hidrógeno del amoniaco por 3 grupos metilo, se obtiene la trimetilamina.

the Chemistry place

WEB TUTORIAL
Amine and Amide Functional Groups

Clasificación de las aminas

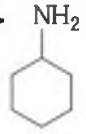
Para clasificar las aminas, lo primero que se debe hacer es determinar si el átomo de nitrógeno está unido a 1, a 2 o a 3 grupos alquilo o arilo. En las *aminas primarias*, el átomo de nitrógeno se une a un grupo alquilo. En las *aminas secundarias* el átomo de nitrógeno está unido a 2 grupos alquilo, mientras que en las *aminas terciarias* se une a 3 grupos alquilo.

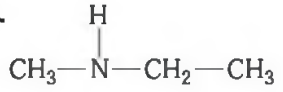
Amoniaco	Amina primaria	Amina secundaria	Amina terciaria
			
Amoniaco	Metilamina	Dimetilamina	Trimetilamina
			

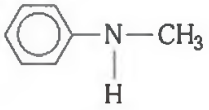
EJERCICIO RESUELTO 13.9

Clasificación de las aminas

Clasifica las siguientes aminas como primarias, secundarias o terciarias:

a. 

b. 

c. 

SOLUCIÓN

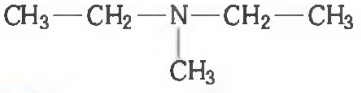
a. Se trata de una amina primaria, ya que solo hay un grupo alquilo (ciclohexilo) unido al átomo de nitrógeno.

b. Es una amina secundaria. Hay 2 grupos alquilo (metilo y etilo) unidos al átomo de nitrógeno.

c. Es una amina secundaria en la que 2 grupos carbonados, metilo y fenilo, se unen al átomo de nitrógeno.

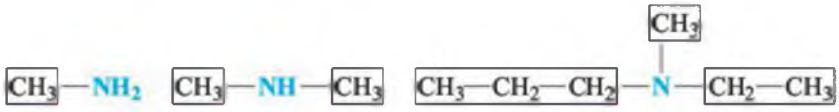
¡AHORA TÚ!

Clasifica la siguiente amina como primaria, secundaria o terciaria:



Nomenclatura de aminas

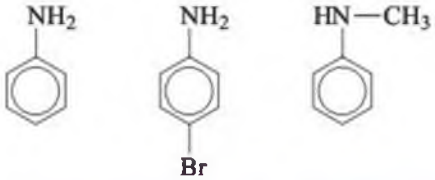
Para nombrar las aminas más sencillas, generalmente se utilizan los nombres comunes. En este tipo de nomenclatura, los grupos alquilo unidos al átomo de nitrógeno se nombran en orden alfabético. Los prefijos *di* y *tri* se emplean para indicar que hay 2 o 3 sustituyentes iguales.



Metilamina Dimetilamina Etilmetilpropilamina

Aminas aromáticas

Las aminas aromáticas se nombran como *anilinas*. Los grupos alquilo unidos al nitrógeno de la anilina se nombran con el prefijo *N*- seguido del nombre del grupo alquilo en cuestión.



Anilina 4-Bromoanilina *N*-Metilanilina

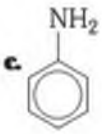
EJERCICIO RESUELTO 13.10

Nomenclatura de aminas

Nombra las siguientes aminas:

a. $CH_3—CH_2—NH_2$

b. $CH_3—N(CH_3)—CH_3$

c. 

SOLUCIÓN

a. Esta amina tiene un grupo etilo unido al átomo de nitrógeno, por lo que es la etilamina.
b. Esta amina tiene 3 grupos metilo unidos al átomo de nitrógeno, su nombre es trimetilamina.
c. Esta amina aromática es la anilina.

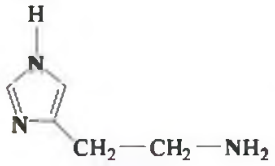
¡AHORA TÚ!

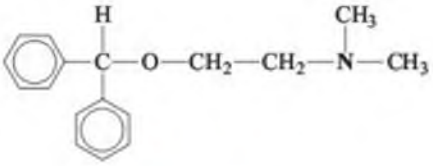
Dibuja la estructura de la etilpropilamina.

Química y salud

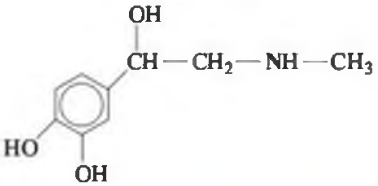
Las aminas en medicina

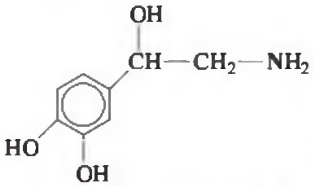
El cuerpo aumenta la producción de histamina como respuesta a un alérgeno, o cuando las células sufren algún daño. La histamina hace que los vasos sanguíneos se dilaten, aumentando la permeabilidad de las células, por lo que se produce el enrojecimiento e inflamación de la zona. Mediante antihistamínicos, como la difenhidramina, se pueden bloquear los efectos de la histamina.

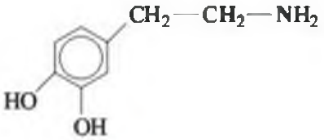

Histamina


Difenhidramina

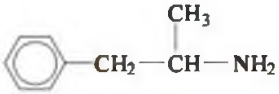
En el cuerpo, las hormonas denominadas aminas biogénicas llevan mensajes entre el sistema nervioso central y las células nerviosas. La médula adrenal libera la epinefrina (adrenalina) y la norepinefrina (noradrenalina) en situaciones de emergencia para aumentar los niveles de glucosa en la sangre y para que llegue más sangre a los músculos. La noradrenalina, que se emplea en medicamentos para los catarros, la fiebre del heno y el asma, contrae los capilares de las mucosas del sistema respiratorio. El prefijo *nor* delante del nombre de una droga significa que hay un grupo $—CH_3$ menos unido al átomo de nitrógeno. La enfermedad de Parkinson es el resultado de un déficit de otra amina biogénica, llamada dopamina.

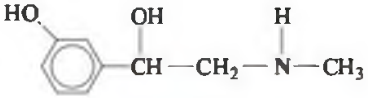

Epinefrina (adrenalina)

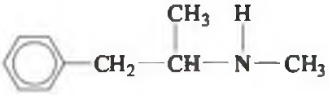

Norepinefrina (noradrenalina)

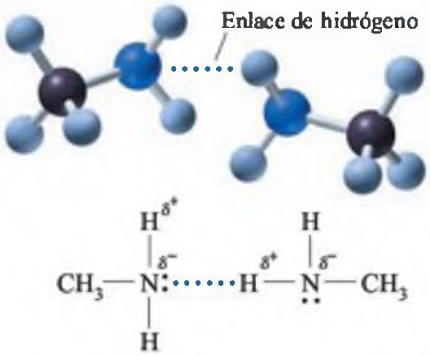

Dopamina

Las anfetaminas, compuestos químicos sintéticos, estimulan el sistema nervioso central mucho más que la epinefrina y, al mismo tiempo, incrementan la actividad cardiaca y disminuyen el apetito. A veces se emplean para perder peso, pero pueden causar adicción. La fenilefrina se emplea para reducir la congestión nasal en procesos catarrales, la fiebre del heno o el asma. Hay quien utiliza las anfetaminas para mantenerse despierto, pero tienen importantes efectos secundarios. La metedrina se utiliza para tratar la depresión, y en el mercado ilegal se conoce como «speed». El prefijo *met* indica que tiene un grupo metilo adicional unido al átomo de nitrógeno.


Anfetamina

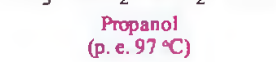

Fenilefrina

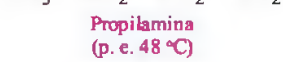

Metedrina



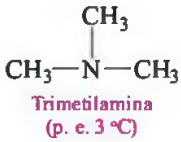
Propiedades de las aminas

Las aminas tienen puntos de ebullición mayores que los correspondientes hidrocarburos de masa molecular similar, pero menores que los alcoholes. Las aminas tienen enlaces N-H polares, por lo que son capaces de formar enlaces de hidrógeno. Sin embargo, el átomo de nitrógeno de las aminas es menos electronegativo que el de oxígeno de los alcoholes, por lo que los enlaces de hidrógeno son más débiles en las aminas. En las aminas primarias, el $—NH_2$ puede formar más enlaces de hidrógeno, por lo que estas tienen puntos de ebullición más altos que las aminas secundarias de igual masa molecular. En las aminas terciarias no es posible la formación de enlaces de hidrógeno (no hay enlaces N-H), por lo que sus puntos de ebullición son inferiores y similares a los de los alcanos y los éteres.


Propanol
(p. e. 97 °C)

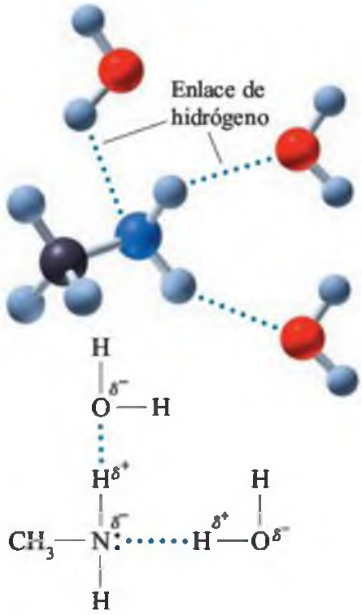

Propilamina
(p. e. 48 °C)

Etilmetilamina
(p. e. 36 °C)


Trimetilamina
(p. e. 3 °C)

Solubilidad en agua

Al igual que los alcoholes, las aminas más pequeñas —incluso las terciarias— son solubles en agua, ya que pueden formar enlaces de hidrógeno con moléculas de agua. Sin embargo, para las aminas con 6 o más átomos de carbono el efecto del enlace de hidrógeno pierde importancia frente a la presencia de la cadena hidrocarbonada no polar, que reduce la solubilidad de la amina en agua.



EJERCICIO RESUELTO 13.11

Propiedades de las aminas

Si la trimetilamina y la etilmetilamina tienen la misma masa molecular, ¿por qué el punto de ebullición de la trimetilamina (3 °C) es menor que el de la etilmetilamina (36 °C)?

SOLUCIÓN

Como en la etilmetilamina hay un enlace N—H, se forman enlaces de hidrógeno entre las moléculas de etilmetilamina, por lo que se necesita una mayor temperatura para romper los enlaces de hidrógeno y que las moléculas se evaporen. Sin embargo, en la trimetilamina, que es una amina terciaria, no hay enlaces N—H, y por lo tanto no se pueden formar enlaces de hidrógeno entre las moléculas de amina.

¡AHORA TÚ!

¿Por qué el compuesto $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—NH_2$ es soluble en agua?

Basicidad de aminas

En el capítulo 8 vimos que el amoniaco es una base de Brønsted-Lowry, ya que acepta protones (H^+) del agua generando iones amonio (NH_4^+) e hidróxido (OH^-). La ecuación del proceso es:

WEB TUTORIAL
Amines as Bases

$$\ddot{N}H_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

Amoniaco — Ión amonio — Ión hidróxido

De modo análogo, las aminas en agua se comportan como bases de Brønsted-Lowry, ya que el par de electrones sin compartir del átomo de nitrógeno acepta un protón del agua y genera iones hidróxido.

$$CH_3—\ddot{N}H_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3—\overset{+}{N}H_3 + OH^-$$

Metilamina — Ión metilamonio — Ión hidróxido

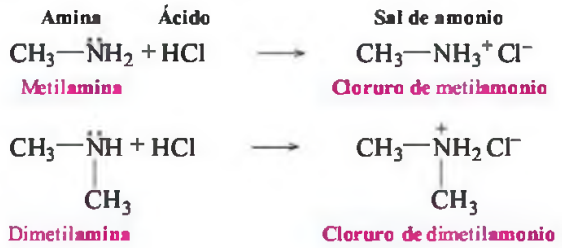
$$CH_3—\ddot{N}H(CH_3) + H_2O \rightleftharpoons CH_3—\overset{+}{N}H_2(CH_3) + OH^-$$

Dimetilamina — Ión dimetilamonio — Ión hidróxido

Sales de amonio

Cuando se exprime un limón sobre el pescado, el característico «olor a pescado» de las aminas desaparece, ya que el jugo ácido del limón convierte las aminas en las correspondientes sales de amonio. En las reacciones de neutralización, las aminas reaccionan como bases frente a los ácidos para formar la correspondiente **sal de amonio**. El par de electrones sin compartir del átomo de nitrógeno acepta un protón H^+ del ácido formando una sal de amonio, pero sin que se forme agua en el proceso. Las sales de amonio se nombran sustituyendo el término *amina* del nombre de la amina por *amonio* y colocando delante la preposición *de* y el nombre del correspondiente anión.

Neutralización de aminas

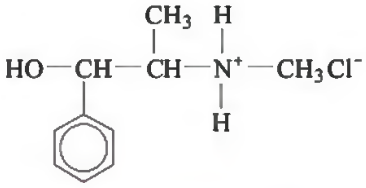


Propiedades de las sales de amonio

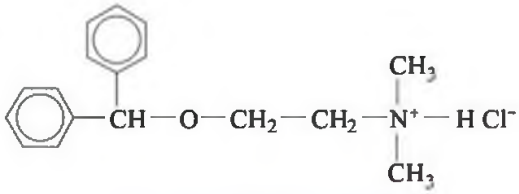
Las sales de amonio son compuestos iónicos en los que existe una fuerte atracción entre el ión amonio cargado positivamente y el correspondiente anión, generalmente cloruro. Como la mayoría de las sales iónicas, las sales de amonio son sólidas a temperatura ambiente e inodoras y solubles en agua y en los fluidos corporales. Por esta razón, cuando se emplea una amina como medicamento, se suele administrar en forma de sal de amonio. Por ejemplo, la sal de amonio de la efedrina se utiliza como broncodilatador y descongestivo, y la sal de amonio de la difenhidramina se utiliza para aliviar el picor y el dolor en caso de irritación de la piel. En el área de la química farmacéutica, para nombrar la sal de amonio se suele utilizar un sistema antiguo que indica primero el nombre del ácido y después el de la amina.

the Chemistry place

CASE STUDY
Death By Chocolate?



Hidrocloruro de efedrina
Efedrina HCl

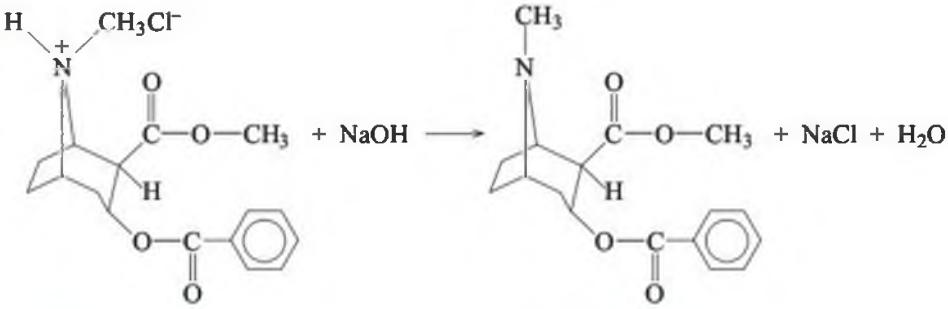


Hidrocloruro de difenilhidramina
Difenilhidramina HCl

Cuando las sales de amonio reaccionan con una base fuerte, como el NaOH, se convierten en las correspondientes aminas, que en este caso se denominan «aminas libres» o «bases libres».

$$CH_3—NH_3^+Cl^- + NaOH \longrightarrow CH_3—NH_2 + NaCl + H_2O$$

Por lo general, la cocaína se extrae de las hojas de la coca, para lo que se emplea una disolución de HCl, de la que se obtiene hidrocloruro de cocaína, que es una sal de amonio blanca. Esta es la forma con la que se trafica y se vende ilegalmente en la calle para ser esnifada o inyectada. El *crack* es la amina o base libre, que se obtiene al tratar el hidrocloruro de cocaína con NaOH y éter, proceso conocido como *free-basing*. El sólido blanco resultante se conoce como *crack* porque hace un sonido característico cuando se calienta. La amina libre se absorbe muy rápidamente cuando se fuma y produce mayores efectos que el hidrocloruro de cocaína. Desafortunadamente, estas características del *crack* han provocado un incremento en la adicción a la cocaína.



Hidrocloruro de cocaína

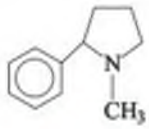
Cocaína (base libre)

Química y salud

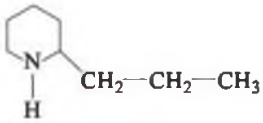
Alcaloides: las aminas de las plantas

Los **alcaloides** son compuestos fisiológicamente activos que contienen nitrógeno y son producidos por las plantas. El término *alcaloide* hace referencia a la alcalinidad o basicidad que ya hemos visto que caracteriza a las aminas. Algunos alcaloides se emplean como anestésicos, antidepresivos o estimulantes, aunque muchos de ellos crean dependencia.

Al ser un estimulante, la nicotina aumenta el nivel de adrenalina en la sangre, lo que incrementa el ritmo cardiaco y la presión arterial. La nicotina es la responsable de la adicción al tabaco, a pesar de que es bien conocido que el humo del tabaco puede dañar los pulmones y que la exposición al alquitrán y a otros carcinógenos presentes en el mismo puede causar cáncer de pulmón. La coniína, que se extrae de la cicuta, es un alcaloide extremadamente tóxico.

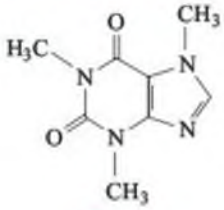


Nicotina



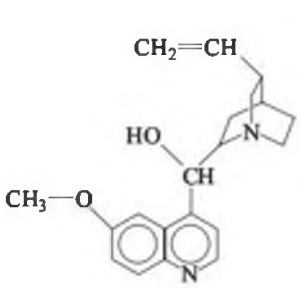
Coniína

La cafeína también es un estimulante del sistema nervioso central. Está presente en el café, el té, en algunos refrescos, en el chocolate y en el cacao e incrementa el estado de alerta, aunque también puede causar insomnio y nerviosismo. La cafeína también se emplea en algunos medicamentos para contrarrestar el adormecimiento provocado por algunos antihistamínicos.

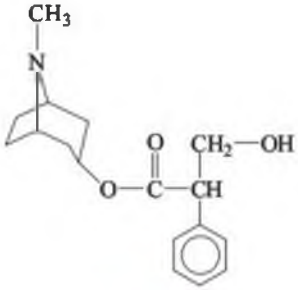


Cafeína

En medicina se emplean muchos alcaloides. Por ejemplo, la quinina, que se obtiene de la corteza del quino *(Cinchona pubescens)*, se ha empleado desde el siglo XVII para tratar la malaria. La atropina, que se obtiene de la belladona, se usa en pequeñas cantidades para acelerar el ritmo cardiaco y como anestésico para exploraciones oculares.

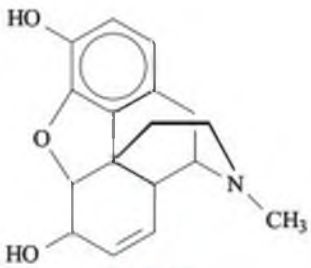


Quinina

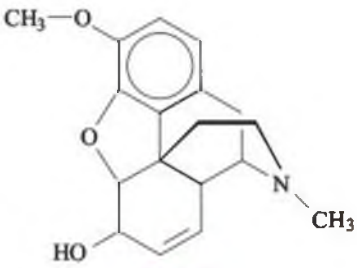


Atropina

Durante muchos siglos, la morfina y la codeína, alcaloides que se encuentran en algunas variedades orientales de las amapolas, han sido utilizadas para aliviar el dolor. La codeína, muy similar desde el punto de vista estructural a la morfina, está presente en algunos analgésicos y jarabes para la tos. La heroína, que se obtiene mediante la modificación química de la morfina, es fuertemente adictiva y no tiene aplicación médica.



Morfina



Codeína

EJERCICIO RESUELTO 13.12

Reactividad de aminas

Escribe la ecuación que representa:
a. La ionización como base débil de la etilamina.
b. La neutralización de la etilamina con HCl.

SOLUCIÓN

a. En agua, la etilamina se comporta como una base débil, aceptando un protón del agua y formando hidróxido de etilamonio.

$$CH_3—CH_2—NH_2 + H—OH \rightleftharpoons CH_3—CH_2—NH_3^+ + OH^-$$

b. $CH_3—CH_2—NH_2 + HCl \longrightarrow CH_3—CH_2—NH_3^+Cl^-$

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es la fórmula estructural condensada de la sal que se forma por reacción de la trimetilamina con HCl?

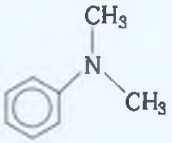
EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Aminas

13.33 Clasifica las siguientes aminas como primarias, secundarias o terciarias:

a. $CH_3—CH_2—CH_2—NH_2$

b. $CH_3—\overset{H}{N}—CH_2—CH_3$

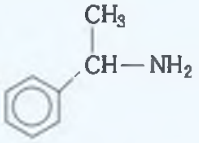
c. 

d. $CH_3—\overset{CH_3}{CH}—\overset{CH_3}{N}—CH_2—CH_3$

13.34 Clasifica las siguientes aminas como primarias, secundarias o terciarias:

a. $CH_3—CH_2—\overset{NH_2}{CH}—CH_3$

b. $CH_3—CH_2—\overset{CH_3}{N}—CH_2—CH_3$

c. 

d. $CH_3—\overset{H}{N}—\overset{CH_3}{\underset{CH_3}{C}}—CH_3$

13.35 Escribe los nombres comunes de las siguientes aminas:
a. $CH_3—CH_2—NH_2$
b. $CH_3—NH—CH_2—CH_2—CH_3$
c. $CH_3—CH_2—\overset{CH_3}{N}—CH_2—CH_3$
d. $CH_3—\overset{NH_2}{CH}—CH_3$

13.36 Escribe los nombres comunes de las siguientes aminas:
a. $CH_3—CH_2—CH_2—NH_2$
b. $CH_3—NH—CH_2—CH_3$
c. $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—NH_2$
d. $CH_3—CH_2—\overset{CH_2—CH_3}{N}—CH_2—CH_3$

13.37 Dibuja la fórmula estructural condensada de las siguientes aminas:
a. etilamina
b. *N*-metilanilina
c. butilpropilamina

13.38 Dibuja la fórmula estructural condensada de las siguientes aminas:
a. dimetilamina
b. 4-cloroanilina
c. *N,N*-dietilanilina

13.39 En las siguientes parejas, indica la amina con mayor punto de ebullición:
a. $CH_3—CH_2—NH_2$ o $CH_3—CH_2—OH$
b. $CH_3—NH_2$ o $CH_3—CH_2—CH_2—NH_2$
c. $CH_3—\overset{CH_3}{N}—CH_3$ o $CH_3—CH_2—CH_2—NH_2$

13.40 En las siguientes parejas, indica la amina con mayor punto de ebullición:

a. $CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$ o $CH_3—CH_2—CH_2—NH_2$

b. $CH_3—NH_2$ o $CH_3—CH_2—NH_2$

c. $CH_3—CH_2—CH_2—OH$ o $CH_3—CH(NH_2)—CH_3$

13.41 Indica si las siguientes aminas son solubles en agua. Justifica tu respuesta.

a. $CH_3—CH_2—NH_2$

b. $CH_3—NH—CH_3$

c. $CH_3—CH_2—CH_2—N(CH_2—CH_2—CH_3)—CH_2—CH_2—CH_3$

d. $CH_3—CH(NH_2)—CH_2—CH_3$

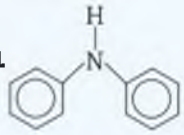
13.42 Indica si las siguientes aminas son solubles en agua. Justifica tu respuesta.

a. $CH_3—CH_2—CH_2—NH_2$

b. $CH_3—CH_2—CH_2—NH—CH_2—CH_3$

c. $CH_3—N(CH_3)—CH_3$

d.



13.43 Escribe la ecuación de ionización de las siguientes aminas en agua:

a. metilamina **b.** dimetilamina **c.** anilina

13.44 Escribe la ecuación de ionización de las siguientes aminas en agua:

a. etilamina

b. propilamina

c. *N*-metilanilina

13.5 AMIDAS

EL OBJETIVO ES...

conocer los nombres comunes y la nomenclatura IUPAC de las amidas y de los productos que se forman en su hidrólisis.

Las **amidas** son un tipo de compuestos derivados de los ácidos carboxílicos en los que el grupo hidroxilo ha sido reemplazado por un átomo de nitrógeno. Las amidas se obtienen por reacción entre un ácido carboxílico y amoniaco o una amina, y en el proceso se elimina una molécula de agua. Para formar la amida, se unen un fragmento de un ácido carboxílico y otro de una amina, de un modo semejante al presentado en la formación de ésteres.

$$CH_3—C(=O)—OH + H—N(H)—H \xrightarrow{\text{Calor}} CH_3—\boxed{C(=O)—N(H)}—H + H_2O$$

Ácido etanoico (ácido acético) — Amoniaco — Etanamida (acetamida)

$$CH_3—C(=O)—OH + H—N(H)—CH_3 \xrightarrow{\text{Calor}} CH_3—\boxed{C(=O)—N}—CH_3 + H_2O$$

Ácido etanoico (ácido acético) — Metilamina — *N*-Metiletanamida (*N*-metilacetamida)

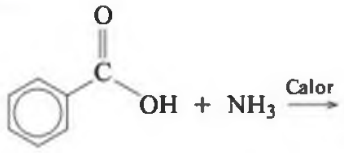
Etanamida (acetamida)

EJERCICIO RESUELTO 13.13

Formación de amidas

Dibuja la fórmula estructural condensada de la amida que se forma en las siguientes reacciones:

a.



b. $CH_3—C(=O)—OH + NH_2—CH_2—CH_3 \xrightarrow{\text{Calor}}$

Profesiones con química

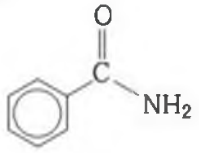
Asistente de laboratorio clínico

Valli Vairavan, la asistente técnica especialista en espectrometría de masas del Centro Médico Santa Clara Valley, nos comenta que «utilizamos la espectrometría de masas para detectar y confirmar la presencia de drogas. Un espectrómetro de masas separa e identifica los compuestos, incluso las drogas, en función de su peso molecular. Cuando analizamos una muestra de orina, en realidad buscamos metabolitos, que son los productos del metabolismo de las drogas en el cuerpo. Si detectamos la presencia de una o varias drogas, como heroína o cocaína, confirmamos los resultados mediante espectrometría de masas».

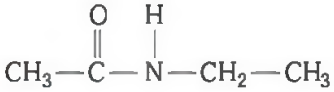
Las drogas o sus metabolitos se pueden detectar en la orina entre 24 y 48 h después de su consumo. La cocaína es metabolizada a benzoilecgonina e hidroxicocaína, mientras que la morfina se metaboliza como morfina-3-glucurónido, y la heroína, como acetilmorfina. Las anfetaminas y las metanfetaminas se detectan inalteradas en la orina.

SOLUCIÓN

a. La fórmula estructural condensada de la amida se puede dibujar uniendo el grupo carbonilo del ácido carboxílico al átomo de nitrógeno de la amina. El grupo —OH es eliminado del ácido carboxílico y, junto con un átomo de —H de la amina, forma agua.

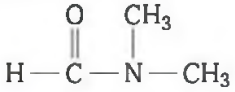


b.



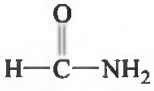
¡AHORA TÚ!

¿Cuáles son las fórmulas estructurales condensadas del ácido carboxílico y de la amina que forman la siguiente amida? (*Ayuda:* desconecta el N y el C=O del grupo amida y añade H y OH para visualizar la amina y el ácido carboxílico originales).

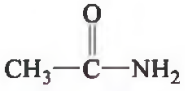


Nomenclatura de amidas sencillas

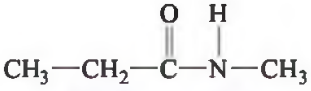
Tanto si se emplea la nomenclatura común como la de la IUPAC, las amidas sencillas se nombran eliminando las partículas *ácido ico* o *ácido oico* del nombre del ácido carboxílico del que proceden y añadiendo la terminación *amida*. Para nombrar los grupos alquilo unidos al nitrógeno de una amida se utiliza el prefijo *N*- seguido del nombre del grupo alquilo en cuestión.



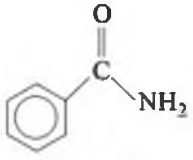
Metanamida (formamida)



Etanamida (acetamida)



N-Metilpropanamida (*N*-metilpropionamida)

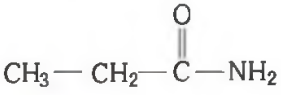


Benzamida

EJERCICIO RESUELTO 13.14

Nomenclatura de amidas

Indica el nombre común y el nombre IUPAC del siguiente compuesto:



SOLUCIÓN

El nombre IUPAC del ácido carboxílico es ácido propanoico, el común es ácido propiónico. Al sustituir *ácido ico* y *ácido oico* por la terminación *amida* se obtiene el nombre IUPAC del compuesto, *propanamida*, y su nombre común, *propionamida*.

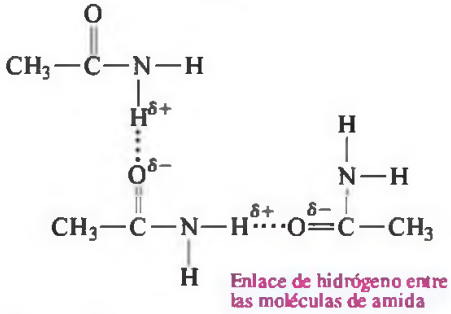
¡AHORA TÚ!

Dibuja la fórmula estructural condensada de la benzamida.

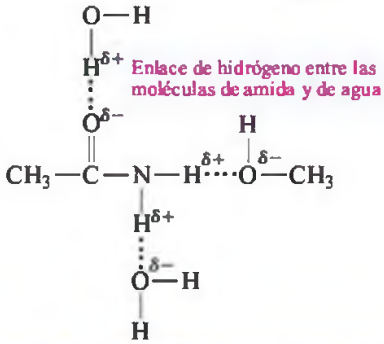
Propiedades físicas de las amidas

WEB TUTORIAL
Amine and Amide Functional Groups

Las amidas no tienen el carácter básico que caracteriza a las aminas. Solamente la formamida es líquida a temperatura ambiente, mientras que las demás amidas son sólidas. En las amidas primarias, el grupo $—NH_2$ puede formar varios enlaces de hidrógeno, lo que propicia que las amidas primarias tengan puntos de ebullición elevados. El punto de ebullición de las amidas secundarias es menor, ya que el número de enlaces de hidrógeno que forman también es menor. Las amidas terciarias tienen un punto de fusión aún menor, ya que no pueden formar enlace de hidrógeno con otras moléculas de amida terciaria.



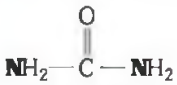
Las amidas que poseen entre uno y 5 átomos de carbono son solubles en agua, ya que pueden formar enlaces de hidrógeno con moléculas de agua.



Química y salud

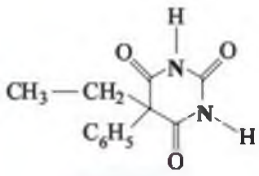
Las amidas en medicina

La amida natural más sencilla es la urea, que es uno de los productos finales del metabolismo de las proteínas. Los riñones eliminan la urea de la sangre y la excretan con la orina. Cuando los riñones no funcionan bien, la urea no se puede eliminar, y su concentración en el cuerpo va aumentando; alcanzando en ocasiones un nivel tóxico, situación que se denomina *uremia*. La urea también se emplea en fertilizantes para aumentar el contenido de nitrógeno del suelo.

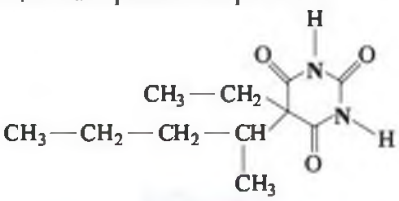


Urea

Muchos barbitúricos y amidas cíclicas derivadas del ácido barbitúrico tienen un efecto sedativo a dosis bajas, pero inducen el sueño en dosis más elevadas. En ocasiones, incluso provocan dependencia.



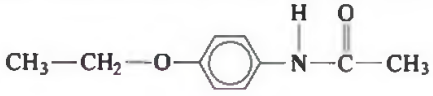
Fenobarbital



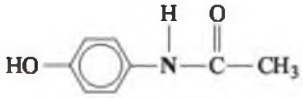
Pentobarbital

Ejemplos de barbitúricos que se emplean como medicamentos son el fenobarbital y el pentobarbital.

Algunos sustitutos del ácido acetilsalicílico contienen fenacetina o acetamidofeno. Al igual que el ácido acetilsalicílico, el acetamidofeno reduce la fiebre y el dolor, pero tiene escasa capacidad antiinflamatoria.



Fenacetina

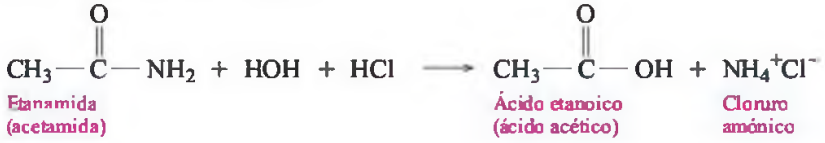


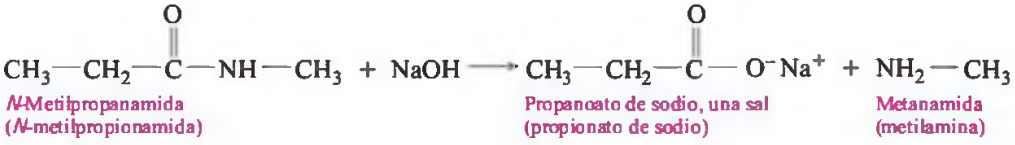
Acetaminofeno

Hidrólisis de amidas

Cuando a un enlace de tipo amida se le añade agua y se disocia la molécula, se dice que se ha hidrolizado. Cuando en la reacción de hidrólisis se utiliza un ácido, los productos que se obtienen son un ácido carboxílico y una sal de amonio. En cambio, si la hidrólisis se lleva a cabo en medio básico, se obtiene la sal del ácido carboxílico y amoniaco o una amina.

Hidrólisis ácida de amidas





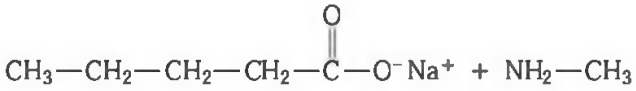
EJERCICIO RESUELTO 13.15

Hidrólisis de amidas

Dibuja las fórmulas estructurales condensadas de los productos que se obtienen en la reacción de hidrólisis de la *N*-metilpentanamida con NaOH.

SOLUCIÓN

La hidrólisis básica de una amida produce una sal carboxílica (pentanoato de sodio) y la correspondiente amina (metilamina).



¡AHORA TÚ!

¿Cuáles son las estructuras de los productos que se obtienen en la reacción de hidrólisis de de la *N*-metilbutiramida con HBr?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Amidas

13.45 Nombra según la IUPAC las siguientes amidas. Indica, en los casos en los que exista, el correspondiente nombre común.

a. $CH_3-C(=O)-NH_2$

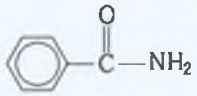
b. $CH_3-CH_2-CH_2-C(=O)-NH_2$

c. $H-C(=O)-NH_2$

13.46 Nombra según la IUPAC las siguientes amidas. Indica, en los casos en los que exista, el correspondiente nombre común.

a. $CH_3-CH_2-C(=O)-NH_2$

b. $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-C(=O)-NH_2$

c. 

13.47 Dibuja las fórmulas estructurales condensadas de las siguientes amidas:
a. propionamida **b.** 2-metilpentanamida
c. metanamida

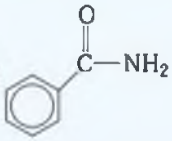
13.48 Dibuja las fórmulas estructurales condensadas de las siguientes amidas:
a. formamida
b. benzamida
c. 3-metilbutiramida

13.49 Dibuja las fórmulas estructurales condensadas de los productos de hidrólisis de las siguientes amidas con HCl:

a. $CH_3-C(=O)-NH_2$

b. $CH_3-CH_2-C(=O)-NH_2$

c. $CH_3-CH_2-CH_2-C(=O)-NH-CH_3$

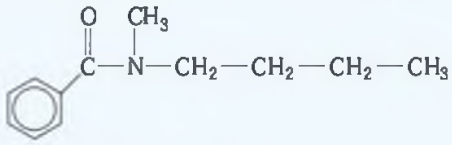
d. 

e. *N*-etilpentanamida

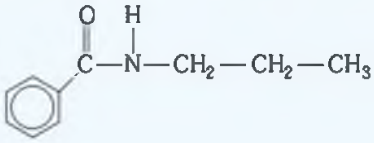
13.50 Dibuja las fórmulas estructurales condensadas de los productos de hidrólisis de las siguientes amidas con NaOH:

a. $CH_3-CH_2-CH(CH_3)-C(=O)-NH_2$

b. $CH_3-CH_2-CH_2-C(=O)-N(CH_2-CH_3)-CH_2-CH_3$

c. 

d. $CH_3-CH(Cl)-C(=O)-N(CH_3)-CH_2-CH_3$

e. 

MAPA CONCEPTUAL

ÁCIDOS CARBOXÍLICOS, ÉSTERES, AMINAS Y AMIDAS

- **Ácidos carboxílicos**
  - tienen un → **Grupo carboxilo**
  - forman → **Amidas**
  - se hidrolizan → **Amidas**
  - son → **Polares**
    - tienen → **Puntos de ebullición elevados, son solubles en agua hasta los de 5 átomos de carbono**
    - se ionizan como → **Ácidos débiles**
  - reaccionan con → **Alcoholes**
    - para formar → **Ésteres**
    - se hidrolizan ← **Ésteres**
- **Aminas**
  - tienen un → **Átomo de nitrógeno**
  - son → **Solubles en agua hasta las de 6 átomos de carbono**
  - se ionizan como → **Bases débiles**

¡DE UN VISTAZO!

13.1 Ácidos carboxílicos

El objetivo es... conocer los nombres comunes y la nomenclatura IUPAC y ser capaz de dibujar las fórmulas estructurales condensadas de los ácidos carboxílicos.

Los ácidos carboxílicos contienen el grupo funcional carboxilo, que es un grupo hidroxilo unido a un grupo carbonilo.

13.2 Propiedades de los ácidos carboxílicos

El objetivo es... comparar los puntos de ebullición, la solubilidad y la ionización en agua de los ácidos carboxílicos.

El grupo carboxilo tiene enlaces polares O—H y C=O, por lo que los ácidos carboxílicos de entre 1 y 4 átomos de carbono son solubles en agua. Los ácidos carboxílicos son ácidos débiles, por lo que solo se ionizan parcialmente donando protones a las moléculas de agua para formar iones hidronio. Los ácidos carboxílicos son neutralizados por las bases, y producen iones carboxilato y agua.

13.3 Ésteres

El objetivo es... conocer la nomenclatura de los ésteres y escribir las ecuaciones de formación y de hidrólisis de los ésteres.

En los ésteres, el H del grupo hidroxilo del grupo carboxilo ha sido sustituido por un grupo alquilo o aromático. En presencia de un ácido fuerte, los ácidos carboxílicos reaccionan con alcoholes para generar ésteres. En el proceso se elimina una molécula de agua: —OH del ácido carboxílico y —H del alcohol. Los nombres de los ésteres constan de dos partes, una indica el alcohol de partida y la otra el ácido carboxílico, y se nombran sustituyendo la terminación *oico* por *ato*. Cuando los ésteres se hidrolizan en un medio ácido se generan los ácidos carboxílicos y los alcoholes (o fenoles) correspondientes. Su hidrólisis básica, o saponificación, origina una sal de ácido carboxílico (carboxilato) y un alcohol.

13.4 Aminas

El objetivo es... clasificar las aminas como primarias, secundarias o terciarias y nombrar las aminas con sus nombres comunes. Conocer algunas propiedades de las aminas.

Las aminas primarias, secundarias y terciarias están formadas por 1, 2 o 3 grupos alquilo o aromáticos unidos a un átomo de nitrógeno. Muchas aminas, naturales o sintéticas, tienen actividad fisiológica. Para nombrar las aminas más sencillas, se nombran los grupos alquilo ordenados alfabéticamente seguidos por la palabra *amina*. Las aminas primarias y las secundarias forman enlaces de hidrógeno, por lo que sus puntos de ebullición son más altos que los de los alcanos de masa similar. Las aminas pequeñas son solubles en agua. En el agua, las aminas se comportan como bases débiles, generando iones hidronio e hidróxido. Cuando las aminas reaccionan con ácidos, se forman sales de amonio. Al ser compuestos iónicos, las sales de amonio son sólidas, solubles en agua e inodoras, en comparación con las aminas.

13.5 Amidas

El objetivo es... conocer los nombres comunes y la nomenclatura IUPAC de las amidas y de los productos que se forman en su hidrólisis.

Las amidas son derivados de los ácidos carboxílicos en los que el grupo hidroxilo ha sido sustituido por un grupo nitrogenado. Las amidas se nombran a partir de los ácidos carboxílicos correspondientes, sustituyendo en el nombre del ácido la terminación *oico* o *ico* por la de *amida*. La hidrólisis ácida de las amidas genera una sal de amonio, mientras que la hidrólisis básica da lugar a la sal de un ácido carboxílico.

NOMENCLATURA. RESUMEN

Familia	Fórmula estructural condensada	Nombre IUPAC	Nombre común
Ácido carboxílico	$CH_3—\overset{\overset{\large O}{\|}}{C}—OH$	Ácido etanoico	Ácido acético
Éster	$CH_3—\overset{\overset{\large O}{\|}}{C}—O—CH_3$	Etanoato de metilo	Acetato de metilo
Amina	$CH_3—CH_2—NH_2$		Etilamina
Amida	$CH_3—\overset{\overset{\large O}{\|}}{C}—NH_2$	Etanamida	Acetamida

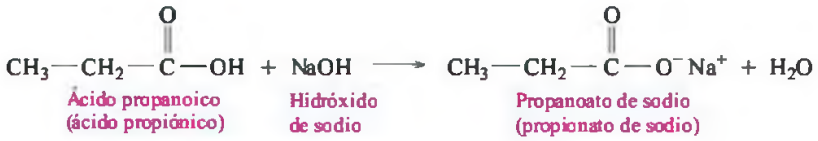
REACCIONES. RESUMEN

IONIZACIÓN DE ÁCIDOS CARBOXÍLICOS EN AGUA

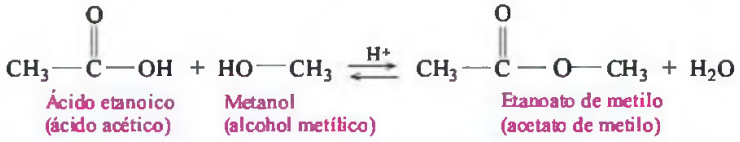
$$CH_3—\overset{\overset{\large O}{\|}}{C}—OH + H_2O \rightleftharpoons CH_3—\overset{\overset{\large O}{\|}}{C}—O^- + H_3O^+$$

Ácido etanoico (ácido acético) — Ión etanoato (ión acetato) — Ión hidronio

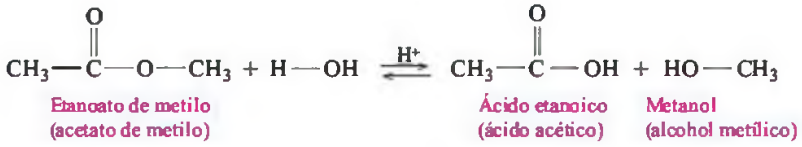
NEUTRALIZACIÓN DE ÁCIDOS CARBOXÍLICOS



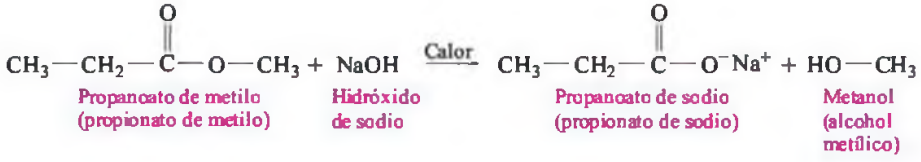
ESTERIFICACIÓN: UN ÁCIDO CARBOXÍLICO Y UN ALCOHOL



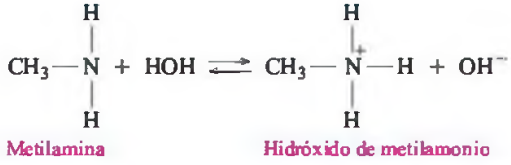
HIDRÓLISIS ÁCIDA DE ÉSTERES



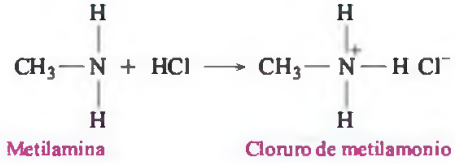
HIDRÓLISIS BÁSICA DE ÉSTERES



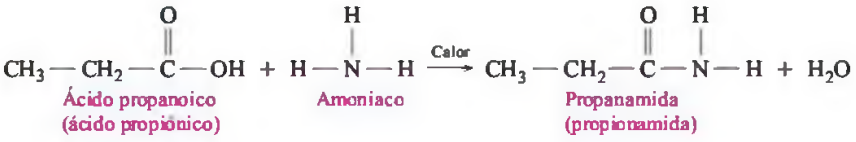
IONIZACIÓN DE AMINAS EN AGUA



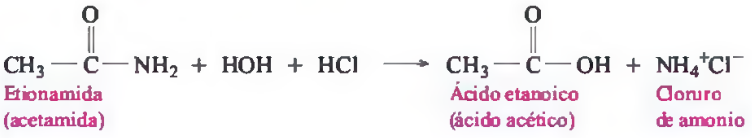
FORMACIÓN DE SALES DE AMONIO



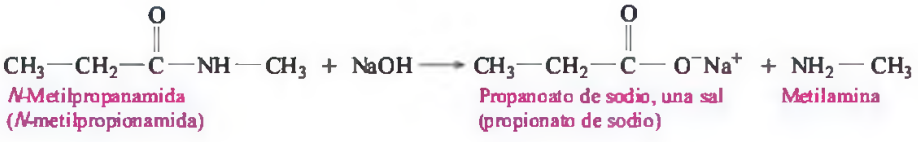
FORMACIÓN DE AMIDAS



HIDRÓLISIS ÁCIDA DE AMIDAS



HIDRÓLISIS BÁSICA DE AMIDAS

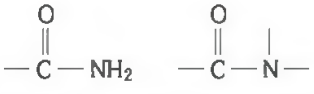


CONCEPTOS CLAVE

Ácidos carboxílicos Compuestos orgánicos con el grupo carboxilo.

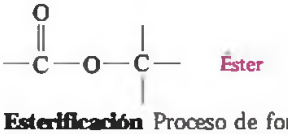
Alcaloides Aminas fisiológicamente activas producidas por las plantas.

Amidas Compuestos orgánicos con un grupo carbonilo unido a un grupo amino o a un átomo de nitrógeno sustituido.



Aminas Compuestos orgánicos con un átomo de nitrógeno unido a 1, 2 o 3 grupos hidrocarbonados.

Ésteres Compuestos orgánicos en los que el átomo de hidrógeno del ácido carboxílico ha sido sustituido por un grupo alquilo o arilo.



Esterificación Proceso de formación de un éster a partir de un ácido carboxílico y un alcohol, en presencia de un catalizador ácido y con pérdida de una molécula de agua.

Grupo carboxilo Grupo funcional característico de los ácidos carboxílicos, formado por un grupo carbonilo y un grupo hidroxilo unidos.

Hidrólisis Ruptura de una molécula por adición de agua. Los ésteres se hidrolizan para formar un ácido carboxílico y un alcohol. Las amidas se hidrolizan a los correspondientes ácidos carboxílicos y aminas o a sus sales.

Ión carboxilato Ión que se forma cuando un ácido carboxílico cede un protón al agua.

Sal de ácido carboxílico Ión carboxilato unido al ión metálico de una base. Es el producto resultante de la neutralización de un ácido carboxílico.

Sal de amonio Compuesto iónico producido en la reacción entre una amina y un ácido.

Saponificación Hidrólisis de un éster en presencia de una base fuerte, en la que se forma la sal del ácido carboxílico y un alcohol.

COMPRENDER LOS CONCEPTOS

13.51 El acetato de propilo es el éster responsable del olor y sabor de las peras.

a. ¿Cuál es la estructura del acetato de propilo?

b. Escribe la ecuación de la reacción de formación del acetato de propilo.

c. Escribe la ecuación de la reacción de hidrólisis ácida del acetato de propilo.

d. Escribe la ecuación de la reacción de hidrólisis básica del acetato de propilo con NaOH.

e. ¿Cuántos ml de disolución de NaOH 0,208 M se necesitan para hidrolizar (saponificar) completamente 1,58 g de acetato de propilo?

13.52 El octanoato de etilo es un componente del aroma de los mangos.

a. ¿Cuál es la estructura del octanoato de etilo?

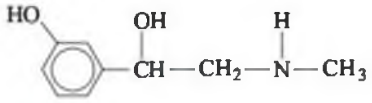
b. Escribe la ecuación de la reacción de formación del octanoato de etilo.

c. Escribe la ecuación de la reacción de hidrólisis ácida del octanoato de etilo.

d. Escribe la ecuación de la reacción de hidrólisis básica del octanoato de etilo con NaOH.

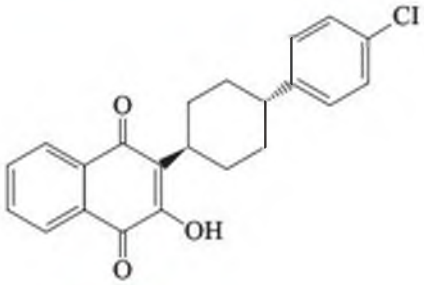
e. ¿Cuántos ml de disolución de NaOH 0,315 M se necesitan para hidrolizar (saponificar) completamente 2,84 g de octanoato de etilo?

13.53 La neosinefrina es el componente activo de algunos espráis que se usan para aliviar la congestión nasal. ¿Cuáles son los grupos funcionales presentes en la neosinefrina?



Neosinefrina

13.54 La atovacuona es un medicamento que se utiliza para tratar la malaria. ¿Cuáles son los grupos funcionales de la atovacuona?

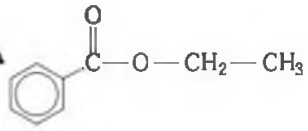


Atovacuona

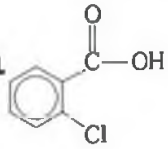
EJERCICIOS Y PROBLEMAS ADICIONALES

13.55 Nombra según la IUPAC los siguientes compuestos. Indica, en los casos en los que exista, el correspondiente nombre común

a. $CH_3-CH(CH_3)-CH_2-C(=O)-OH$

b. 

c. $CH_3-CH_2-O-C(=O)-CH_2-CH_3$

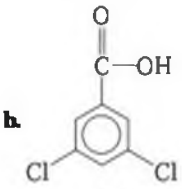
d. 

e. $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-C(=O)-OH$

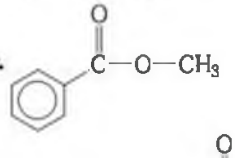
13.56 Nombra según la IUPAC los siguientes compuestos. Indica, en los casos en los que exista, el correspondiente nombre común

a. $CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CH_2-C(=O)-OH$

b.



c.



d. $CH_3-CH_2-CH_2-C(=O)-O-CH_3$

e. $CH_3-CH_2-C(=O)-O-CH_2-CH_2-CH_3$

13.57 Dibuja la fórmula estructural condensada de los siguientes compuestos:
a. acetato de metilo
b. butanoato de etilo
c. ácido 3-metilpentanoico
d. benzoato de etilo

13.58 Dibuja la fórmula estructural condensada de los siguientes compuestos:
a. butirato de etilo
b. ácido 2-metilpentanoico
c. ácido 3,5-dimetilhexanoico
d. acetato de propilo

13.59 En las siguientes parejas de compuestos, indica el de mayor punto de ebullición. Justifica tu elección.

a. $CH_3-CH_2-CH_2-OH$ o $CH_3-C(=O)-OH$

b. $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$ o $CH_3-CH_2-C(=O)-OH$

c. $CH_3-C(=O)-OH$ o $CH_3-CH_2-C(=O)-OH$

13.60 En las siguientes parejas de compuestos, indica el de mayor punto de ebullición. Justifica tu elección.

a. $CH_3-CH_2-CH_2-OH$ o $CH_3-C(=O)-O-CH_3$

b. $CH_3-O-C(=O)-CH_3$ o $CH_3-CH_2-C(=O)-OH$

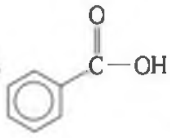
c. $CH_3-C(=O)-O-CH_3$ o $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$

13.61 Formula los productos de las siguientes reacciones:

a. $CH_3-CH_2-C(=O)-OH + KOH \longrightarrow$

b. $CH_3-CH_2-C(=O)-OH + CH_3OH \overset{H^+}{\rightleftharpoons}$

c.



$+ CH_3-CH_2-OH \overset{H^+}{\rightleftharpoons}$

13.62 Formula los productos de las siguientes reacciones:

a. $CH_3-C(=O)-OH + NaOH \longrightarrow$

b. $CH_3-CH(CH_3)-C(=O)-OH + KOH \longrightarrow$

c. $CH_3-CH(CH_3)-C(=O)-OH + CH_3OH \overset{H^+}{\rightleftharpoons}$

13.63 Formula los productos de las siguientes reacciones:

a. $CH_3-CH_2-C(=O)-O-CH(CH_3)-CH_3 + H_2O \overset{H^+}{\rightleftharpoons}$

b. $CH_3-CH(CH_3)-C(=O)-O-CH_2-CH_2-CH_3 + H_2O \overset{H^+}{\rightleftharpoons}$

13.64 Formula los productos de las siguientes reacciones:

a. $CH_3-CH_2-C(=O)-O-CH(CH_3)-CH_3 + NaOH \longrightarrow$

b. $CH_3-CH(CH_3)-C(=O)-O-CH_2-CH_2-CH_3 + NaOH \longrightarrow$

13.65 Dibuja la estructura de los siguientes compuestos:
a. dimetilamina
b. ciclohexilamina
c. cloruro de dimetilamonio
d. trietilamina
e. *N*-metilanilina

13.66 En las siguientes parejas de compuestos, indica cuál es más soluble en agua. Justifica tu elección.
a. 1-butanol o butilamina
b. trimetilamina o propilamina
c. butilamina o dietilamina
d. butano o propilamina

13.67 En las siguientes parejas de compuestos, indica el de mayor punto de ebullición. Justifica tu elección.
a. etilamina o dipentilamina
b. trimetilamina o tripropilamina
c. butanamida o pentano
d. butanamina o hexano

13.68 Nombra las siguientes amidas según la IUPAC:

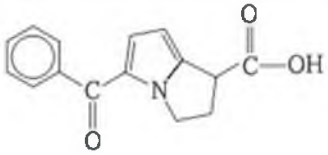
a. $H-C(=O)-NH_2$ **b.** $CH_3-CH_2-C(=O)-NH_2$

c. $CH_3-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-NH_2$ d. $CH_3-CH_2-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-NH_2$

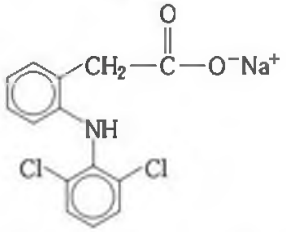
13.69 Formula los productos de las siguientes reacciones:

a. $CH_3-CH_2-NH_2 + H_2O \rightleftharpoons$
b. $CH_3-CH_2-NH_2 + HCl \longrightarrow$
c. $CH_3-CH_2-NH-CH_3 + H_2O \rightleftharpoons$
d. $CH_3-CH_2-NH-CH_3 + HCl \longrightarrow$
e. $CH_3-CH_2-CH_2-NH_3^+Cl^- + NaOH \longrightarrow$
f. $CH_3-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{N}}H_2^+Cl^- + NaOH \longrightarrow$

13.70 El ketorolaco se utiliza en odontología para aliviar el dolor. Nombra los grupos funcionales presentes en el ketorolaco.



13.71 El diclofenaco está indicado para el tratamiento de los síntomas agudos y crónicos de la artritis reumatoide. Nombra los grupos funcionales presentes en el diclofenaco.



13.72 Con ayuda de un manual de referencia, por ejemplo el *Vademecum*, encuentra las fórmulas estructurales condensadas de los siguientes medicamentos e indica sus grupos funcionales.

a. Keflex^R, antibiótico
b. Inderal^R, β-bloqueante utilizado para tratar las arritmias del corazón
c. ibuprofeno, agente antiinflamatorio
d. Aldomet^R (metildopa)
e. Percodan^R, analgésico
f. triamterene, diurético

¡ACEPTA EL RETO!

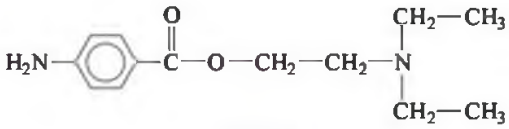
13.73 Para los siguientes compuestos:

a. Indica su nombre común.
b. Identifica sus isómeros.
c. Explica la variación de sus puntos de ebullición.

CH_3-O-CH_3	$CH_3-CH_2-NH_2$	CH_3-CH_2-OH	$CH_3-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH$
−25 °C	17 °C	79 °C	118 °C

13.74 ¿Por qué el punto de ebullición de la trimetilamina (3 °C) es menor que el de la propilamina (48 °C), si son isómeros y tienen igual masa molecular?

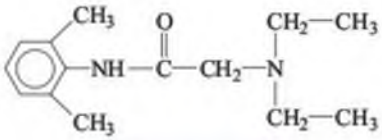
13.75 La novocaína, un analgésico, es la sal de amonio de la procaína.



Procaína

a. ¿Cuál es la fórmula estructural condensada de la sal de amonio (hidrocloruro de procaína) que se forma cuando la procaína reacciona con HCl? (Ayuda: la amina terciaria reacciona con HCl).
b. ¿Por qué se utiliza el hidrocloruro de procaína como analgésico en lugar de la procaína?

13.76 La lidocaína (xilocaína) se utiliza como un anestésico local y como depresor cardiaco.



Lidocaína (xilocaína)

a. ¿Cuál es la fórmula de la sal de amonio que se forma cuando la lidocaína reacciona con HCl?
b. ¿Por qué a los pacientes se les administra lidocaína en lugar de la correspondiente amina?

RESPUESTAS

Respuestas de *¡Ahora tú!*

13.1 $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH$

13.2 El ácido metanoico tiene mayor punto de ebullición que el etanol, porque 2 moléculas de ácido metanoico se pueden asociar mediante enlace de hidrógeno y formar un dímero. Por ello la masa se duplica y se necesita una mayor temperatura para alcanzar el punto de ebullición.

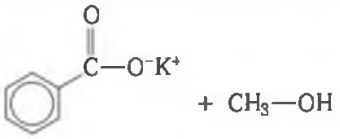
13.3 $H-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH + H_2O \rightleftharpoons H-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O^- + H_3O^+$

13.4 ácido butanoico (ácido butírico)

13.5 ácido propanoico (ácido propiónico) y 1-pentanol

13.6 $CH_3-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$

13.7 ácido propanoico (propiónico) y etanol

13.8 

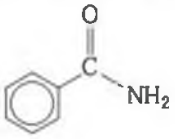
13.9 terciaria

13.10 $CH_3-CH_2-NH-CH_2-CH_2-CH_3$

13.11 Las aminas con seis o menos átomos de carbono son solubles en agua, ya que pueden formar enlaces de hidrógeno.

13.12 $CH_3-\overset{CH_3}{\underset{CH_3}{N^+}}-H\ Cl^-$

13.13 $H-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH$ y $H-\overset{CH_3}{N}-CH_3$

13.14 

13.15 $CH_3-CH_2-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH$ y $CH_3-NH_3^+Br^-$

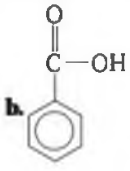
Respuestas de los *Ejercicios y problemas* seleccionados

13.1 ácido metanoico (ácido fórmico)

13.3 Todos los compuestos tienen 3 átomos de carbono. Mientras que el grupo carbonilo del propanol está unido a un átomo de hidrógeno, por lo que es un aldehído; en el ácido propanoico, el grupo carbonilo se une a un grupo hidroxilo, formando un grupo carboxilo.

13.5 **a.** ácido etanoico (ácido acético)
b. ácido propanoico (ácido propiónico)
c. ácido 4-hidroxibenzoico
d. ácido 4-bromopentanoico

13.7 **a.** $CH_3-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH$

b. 

c. $Cl-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH$

d. $HO-CH_2-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH$

e. $CH_3-CH_2-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH$

f. $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH$

13.9 **a.** El ácido butanoico tiene mayor masa molecular y mayor punto de ebullición.
b. El ácido propanoico puede formar más enlaces de hidrógeno (dímeros), por lo que tiene mayor punto de ebullición.
c. El ácido butanoico puede formar enlaces de hidrógeno (dímeros), y por ello tiene mayor punto de ebullición.

13.11 **a.** El ácido propanoico es el más soluble, ya que tiene una cadena hidrocarbonada más corta. La solubilidad de los ácidos carboxílicos decrece a medida que aumenta el número de átomos de carbono de la cadena.
b. El ácido propanoico es más soluble que el 1-butanol, ya que los ácidos carboxílicos forman más enlaces de hidrógeno con moléculas de agua que los alcoholes. Los alcanos no son solubles en agua.

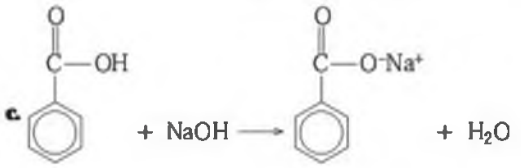
13.13 **a.** $H-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH + H_2O \rightleftharpoons H-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O^- + H_3O^+$

b. $CH_3-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH + H_2O \rightleftharpoons CH_3-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O^- + H_3O^+$

c. $CH_3-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH + H_2O \rightleftharpoons CH_3-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O^- + H_3O^+$

13.15 **a.** $H-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH + NaOH \longrightarrow H-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O^-Na^+ + H_2O$

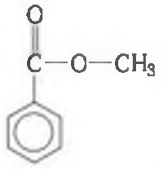
b. $CH_3-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH + NaOH \longrightarrow CH_3-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O^-Na^+ + H_2O$

c. 

13.17 **a.** aldehído
b. éster
c. cetona
d. ácido carboxílico

13.19 **a.** $CH_3-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O-CH_3$

b. $CH_3-CH_2-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O-CH_3$

c. 

13.21 **a.** $CH_3-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O-CH_2-CH_2-CH_3$

b. $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O-\overset{CH_3}{\overset{|}{CH}}-CH_3$

13.23 **a.** formiato de metilo (metanoato de metilo)
b. acetato de metilo (etanoato de metilo)
c. butirato de metilo (butanoato de metilo)
d. butirato de etilo (butanoato de etilo)

13.25 **a.** $CH_3-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O-CH_3$

b. $H-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$

c. $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O-CH_2-CH_3$

d. $CH_3-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O-CH_2-CH_2-CH_3$

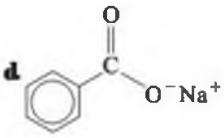
13.27 **a.** etanoato de pentilo (acetato de pentilo)
b. etanoato de octilo (acetato de octilo)
c. butanoato de pentilo (butirato de pentilo)

13.29 Los productos de la reacción de hidrólisis ácida de un éster son un alcohol y un ácido carboxílico.

13.31 **a.** $CH_3-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O^-Na^+$ y CH_3-OH

b. $CH_3-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH$ y $CH_3-CH_2-CH_2-OH$

c. $CH_3-CH_2-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH$ y CH_3-CH_2-OH

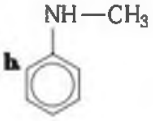
d. 

y CH_3-CH_2-OH

13.33 **a.** primaria **b.** secundaria
c. terciaria **d.** terciaria

13.35 **a.** etilamina
b. metilpropilamina
c. dietilmetilamina
d. isopropilamina

13.37 **a.** $CH_3-CH_2-NH_2$

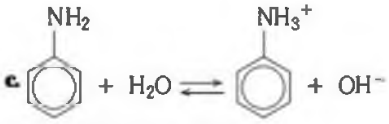
b. 

c. $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-\overset{H}{\overset{|}{N}}-CH_2-CH_2-CH_3$

13.39 Las aminas tienen mayor punto de ebullición que los hidrocarburos, pero menor que los alcoholes de similar masa molecular.
a. CH_3-CH_2-OH
b. $CH_3-CH_2-CH_2-NH_2$
c. $CH_3-CH_2-CH_2-NH_2$

13.41 **a.** Sí, las aminas con menos de 6 átomos de carbono son solubles en agua.
b. Sí, las aminas con menos de 6 átomos de carbono son solubles en agua.
c. No, una amina con 9 átomos de carbono no es soluble en agua.
d. Sí, las aminas con menos de 6 átomos de carbono son solubles en agua.

13.43 **a.** $CH_3-NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3-NH_3^+ + OH^-$
b. $CH_3-NH-CH_3 + H_2O \rightleftharpoons CH_3-\overset{+}{N}H_2-CH_3 + OH^-$

c. 

13.45 **a.** etanamida (acetamida)
b. butanamida (butiramida)
c. metanamida (formamida)

13.47 **a.** $CH_3-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-NH_2$

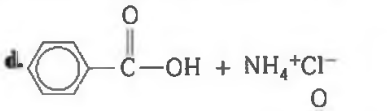
b. $CH_3-CH_2-CH_2-\overset{CH_3}{\overset{|}{C}H}-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-NH_2$

c. $H-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-NH_2$

13.49 **a.** $CH_3-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH + NH_4^+Cl^-$

b. $CH_3-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH + NH_4^+Cl^-$

c. $CH_3-CH_2-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH + CH_3-NH_3^+Cl^-$

d. 

e. $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH$
$+ CH_3-CH_2-NH_3^+Cl^-$

13.51 **a.** $CH_3-CH_2-CH_2-O-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-CH_3$

b. $CH_3-CH_2-CH_2-OH + HO-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-CH_3 \xrightleftharpoons{H^+,\ calor}$
$CH_3-CH_2-CH_2-O-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-CH_3 + H_2O$

c. $CH_3-CH_2-CH_2-O-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-CH_3 + H_2O \xrightleftharpoons{H^+}$
$CH_3-CH_2-CH_2-OH + HO-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-CH_3$

d. $CH_3-CH_2-CH_2-O-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-CH_3 + NaOH \xrightarrow{Calor}$
$CH_3-CH_2-CH_2-OH + Na^+\ ^-O-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-CH_3$

e. 74,5 ml de NaOH 0,208 M

13.53 fenol (alcohol aromático), alcohol y amina

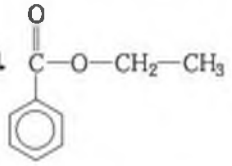
13.55 **a.** ácido 3-metilbutanoico
b. benzoato de etilo
c. propanoato de etilo, propionato de etilo

d. ácido 2-clorobenzoico
e. ácido pentanoico

13.57 **a.** $CH_3-O-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-CH_3$

b. $CH_3-CH_2-O-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-CH_2-CH_2-CH_3$

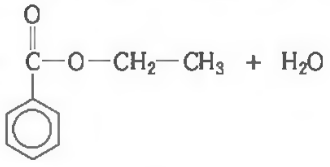
c. $CH_3-CH_2-\overset{\overset{\displaystyle CH_3}{|}}{CH}-CH_2-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-OH$

d. 

13.59 **a.** El ácido etanoico tiene mayor punto de ebullición que el 1-propanol, ya que 2 moléculas del ácido se pueden asociar mediante enlace de hidrógeno y formar un dímero. Por ello la masa molecular se duplica, y se necesita mayor temperatura para alcanzar el punto de ebullición.
b. El ácido propanoico forma enlaces de hidrógeno; el butano, no.
c. El ácido propanoico tiene mayor masa molecular que el ácido etanoico y necesita mayor temperatura para alcanzar su punto de ebullición.

13.61 **a.** $CH_3-CH_2-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-O^-K^+ + H_2O$

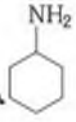
b. $CH_3-CH_2-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-O-CH_3 + H_2O$

c. 

13.63 **a.** $CH_3-CH_2-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-OH$ y $HO-\overset{\overset{\displaystyle CH_3}{|}}{CH}-CH_3$

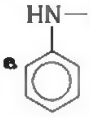
b. $CH_3-\overset{\overset{\displaystyle CH_3}{|}}{CH}-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-OH$ y $HO-CH_2-CH_2-CH_3$

13.65 **a.** $CH_3-\overset{\overset{\displaystyle CH_3}{|}}{N}H$

b. 

c. $CH_3-\overset{\overset{\displaystyle CH_3}{|}}{N}H_2^+\ Cl^-$

d. $CH_3-CH_2-\overset{\overset{\displaystyle CH_2-CH_3}{|}}{N}-CH_2-CH_3$

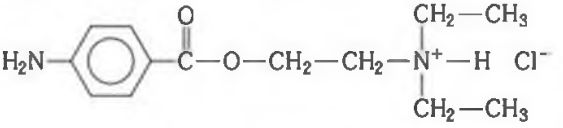
e. 

13.67 **a.** La etilamina es una amina de pequeño tamaño que se disuelve en agua porque forma enlaces de hidrógeno con moléculas de agua. La dipentilamina tiene 2 cadenas alquílicas no polares relativamente largas que reducen su solubilidad en agua.
b. La trimetilamina es una amina de pequeño tamaño que se disuelve en agua porque puede formar enlaces de hidrógeno con moléculas de agua.
c. La butilamina es soluble, pues forma enlaces de hidrógeno con el agua. El pentano no forma enlaces de hidrógeno.
d. La butanamida es soluble, pues forma enlaces de hidrógeno con el agua. El hexano no puede formarlos.

13.69 **a.** $CH_3-CH_2-NH_3^+ + OH^-$
b. $CH_3-CH_2-NH_3^+Cl^-$
c. $CH_3-CH_2-NH_2-CH_3 + OH^-$
d. $CH_3-CH_2-NH_2-CH_3\ \ Cl^-$
e. $CH_3-CH_2-CH_2-NH_2 + NaCl + H_2O$
f. $CH_3-CH_2-\overset{\overset{\displaystyle CH_3}{|}}{N}H + NaCl + H_2O$

13.71 sal de ácido carboxílico, compuesto aromático, amina

13.73 **a.** dimetiléter, etilamina, alcohol etílico, ácido acético
b. El dimetiléter y el alcohol etílico son isómeros.
c. El ácido acético tiene el punto de ebullición más elevado porque forma un dímero y varios enlaces de hidrógeno.
El etanol también forma enlaces de hidrógeno. La etilamina forma enlaces de hidrógeno más débiles que el etanol.
El dimetiléter no forma enlaces de hidrógeno, por lo que tiene el punto de ebullición más bajo.

13.75 **a.** 

b. La sal de amonio (novocaína) es más soluble en los fluidos corporales que la procaína.

14 Hidratos de carbono

EN ESTA UNIDAD...

14.1 Hidratos de carbono

14.2 Proyecciones de Fischer de los monosacáridos

14.3 Fórmulas de Haworth de los monosacáridos

14.4 Propiedades químicas de los monosacáridos

14.5 Disacáridos

14.6 Polisacáridos

«Para medir el contenido de azúcar de una pequeña muestra del zumo de las uvas de diferentes zonas del viñedo, usamos un refractómetro», dice Leslie Bucher, directora del laboratorio en la Bodega Bouchaine. «También medimos el contenido de alcohol durante la fermentación y llevamos a cabo pruebas analíticas de azufre, de pH y de acidez total».

Cuando las uvas maduran, se produce un aumento en el contenido de azúcares, que son los monosacáridos fructosa y glucosa. Tanto las condiciones del suelo como la cantidad de sol y de agua afectan directamente al contenido en azúcar. Las uvas se recolectan cuando están maduras y el contenido de azúcar se encuentra en el nivel deseado. Durante la fermentación, las enzimas de las levaduras convierten aproximadamente la mitad del azúcar en etanol y la otra mitad en dióxido de carbono. Las uvas recolectadas con un 22,5% de azúcar fermentarán para dar un vino con un contenido alcohólico del 12,5-13,5%.

the Chemistry place

Visita **www.chemplace.com** y encontrarás cuestiones adicionales, tutoriales interactivos, información profesional, diapositivas en PowerPoint para repasar el capítulo, ayuda para resolver las operaciones matemáticas y casos prácticos.

De todos los compuestos orgánicos que existen en la naturaleza, los hidratos de carbono son los más abundantes. La energía del sol transforma en las plantas el dióxido de carbono y el agua en un hidrato de carbono llamado glucosa. Muchas de las moléculas de glucosa se encuentran formando parte de las largas cadenas poliméricas del almidón, que sirve para almacenar energía. Aproximadamente el 65% de los alimentos de nuestra dieta están formados por hidratos de carbono; todos los días los consumimos en alimentos como el pan, la pasta, las patatas y el arroz. Durante la digestión y el metabolismo celular, las cadenas de almidón se fragmentan en unidades de glucosa, que se oxida posteriormente en nuestras células para proporcionarnos energía y átomos de carbono para construir moléculas de proteínas, lípidos y ácidos nucleicos. En las plantas, un polímero de la glucosa llamado *celulosa* es el componente del armazón estructural. La celulosa también tiene otros usos importantes: la madera de nuestros muebles, las páginas de este libro y el algodón de nuestra ropa están hechos de celulosa.

EL OBJETIVO ES...

clasificar un monosacárido como una aldosa o una cetosa e indicar el número de átomos de carbono.

FIGURA 14.1 Durante la fotosíntesis, la energía del sol combina CO_2 y H_2O para formar glucosa ($C_6H_{12}O_6$) y O_2. Durante la respiración en el cuerpo, los hidratos de carbono se oxidan a CO_2 y H_2O, mientras se libera energía.

P ¿Cuáles son los reactivos y los productos de la respiración?

14.1 HIDRATOS DE CARBONO

Los **hidratos de carbono** —como el azúcar, la lactosa de la leche y la celulosa— están formados por carbono, hidrógeno y oxígeno. En un principio, se pensó que los azúcares sencillos, que tienen fórmulas del tipo $C_n(H_2O)_n$, eran hidratos del carbono, por lo que recibieron el nombre de *hidratos de carbono*. En una serie de reacciones, llamada *fotosíntesis*, se emplea la energía del sol para combinar los átomos de carbono del dióxido de carbono (CO_2) con los átomos de hidrógeno y oxígeno del agua y formar así el hidrato de carbono glucosa.

$$6CO_2 + 6H_2O + \text{energía} \underset{\text{Respiración}}{\overset{\text{Fotosíntesis}}{\rightleftharpoons}} \underset{\text{Glucosa}}{C_6H_{12}O_6} + 6O_2$$

En el cuerpo, la glucosa se oxida en una serie de reacciones metabólicas conocidas como *respiración*, desprendiendo energía química para llevar a cabo el trabajo en las células. Se producen dióxido de carbono y agua, que retornan a la atmósfera. La combinación de fotosíntesis y respiración se conoce como el ciclo del carbono, en el que la energía del sol se almacena en las plantas por medio de la fotosíntesis y está disponible para nosotros cuando metabolizamos los hidratos de carbono de nuestra dieta (fig. 14.1).

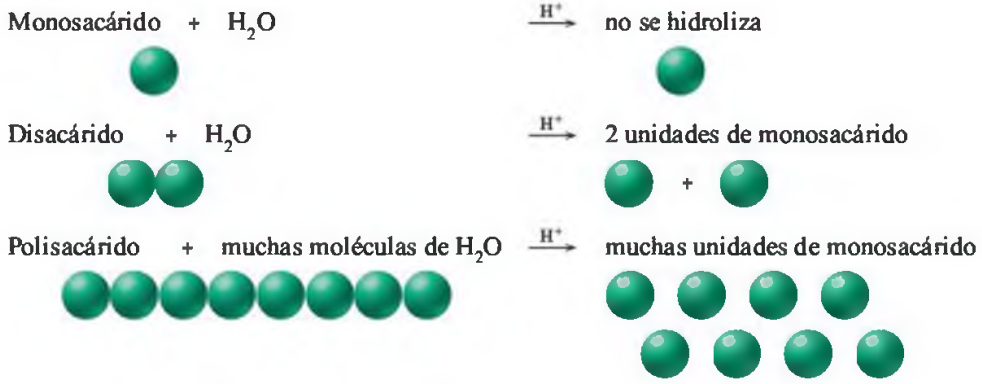
Tipos de hidratos de carbono

Los hidratos de carbono más sencillos son los **monosacáridos**. Un monosacárido no puede romperse o hidrolizarse dando hidratos de carbono más sencillos. La glucosa ($C_6H_{12}O_6$), por ejemplo, es un monosacárido. Los **disacáridos** están formados por 2 unidades de monosacárido unidas entre sí, por lo que un disacárido puede romperse en 2 unidades de monosacárido. Por ejemplo, el azúcar común —la sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)— es un disacárido que se hidroliza en presencia de un ácido o una enzima para dar una molécula de glucosa y una molécula de otro monosacárido, la fructosa.

$$\underset{\text{Sacarosa}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + H_2O \xrightarrow{H^+ \text{ o enzima}} \underset{\text{Glucosa}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{Fructosa}}{C_6H_{12}O_6}$$

Los **polisacáridos** son polímeros naturales formados por muchas unidades de monosacárido. En presencia de un ácido o de una enzima, un polisacárido puede hidrolizarse completamente para dar muchas moléculas de monosacáridos.

WEB TUTORIAL
Carbohydrates



EJERCICIO RESUELTO 14.1

Hidratos de carbono

Clasifica los siguientes hidratos de carbono como mono-, di- o polisacáridos:

a. Cuando se hidroliza la lactosa, el azúcar de la leche, se forman 2 unidades de monosacárido.

b. La celulosa, un hidrato de carbono del algodón, proporciona miles de unidades de monosacáridos cuando se hidroliza completamente.

SOLUCIÓN

a. Un disacárido contiene 2 unidades de monosacárido

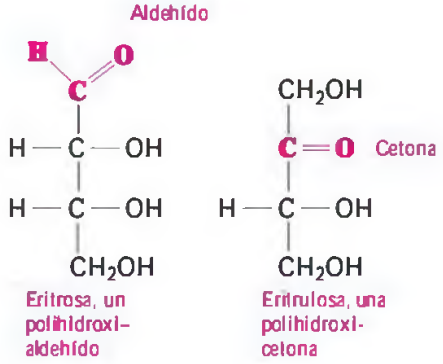
b. Un polisacárido contiene muchas unidades de monosacárido.

¡AHORA TÚ!

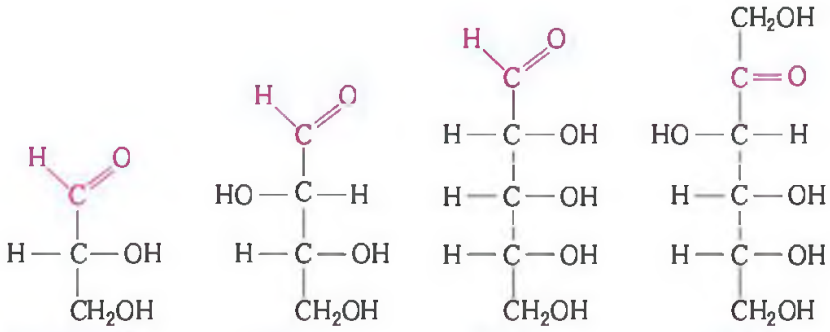
La fructosa que se encuentra en las frutas no sufre hidrólisis. ¿Qué tipo de hidrato de carbono es?

Monosacáridos

Los monosacáridos son azúcares sencillos formados por una cadena de 3 a 8 átomos de carbono, uno de ellos con un grupo carbonilo y el resto se unen a grupos hidroxilo. Existen 2 tipos de estructuras en los monosacáridos: en una **aldosa**, el grupo carbonilo está en el primer carbono (—CHO); y una **cetosa** tiene el grupo carbonilo en el segundo carbono en forma de cetona (C=O).



Un monosacárido con 3 átomos de carbono es una *triosa*, uno con 4 átomos de carbono es una *tetrosa*, una *pentosa* tiene 5 átomos de carbono, y una *hexosa* tiene 6 carbonos. Se pueden usar ambos tipos de clasificación para indicar el tipo de grupo carbonilo y el número de átomos de carbono. Una aldopentosa es un monosacárido de 5 átomos de carbono que es un aldehído, una cetohexosa es un monosacárido de 6 carbonos que es una cetona. He aquí algunos ejemplos:



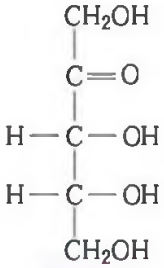
Gliceraldehído (aldotriosa) — Treosa (aldotetrosa) — Ribosa (aldopentosa) — Fructosa (cetohexosa)

EJERCICIO RESUELTO 14.2

Monosacáridos

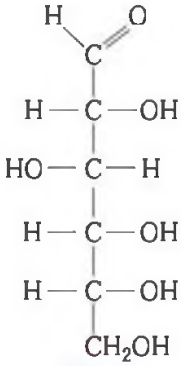
Clasifica cada uno de los siguientes monosacáridos indicando el tipo de su grupo carbonilo y el número de átomos de carbono:

a.



Ribulosa

b.



Glucosa

SOLUCIÓN

a. La ribulosa tiene 5 átomos de carbono (pentosa) con un grupo cetona (ceto), por lo que es una cetopentosa.

b. La glucosa tiene 6 átomos de carbono (hexosa) con un aldehído (aldo), por lo que es una aldohexosa.

¡AHORA TÚ!

Dibuja la fórmula estructural condensada de la dihidroxiacetona, una cetotriosa.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Hidratos de carbono

14.1 ¿Qué reactivos se necesitan para la fotosíntesis y la respiración?

14.2 ¿Cuál es la relación que existe entre la fotosíntesis y la respiración?

14.3 ¿Qué es un monosacárido? ¿Y un disacárido?

14.4 ¿Qué es un polisacárido?

14.5 ¿Qué grupos funcionales se encuentran en todos los monosacáridos?

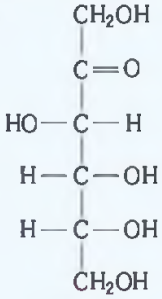
14.6 ¿Cuál es la diferencia entre una aldosa y una cetosa?

14.7 ¿Cuáles son los grupos funcionales y el número de carbonos de una cetopentosa?

14.8 ¿Cuáles son los grupos funcionales y el número de carbonos de una aldohexosa?

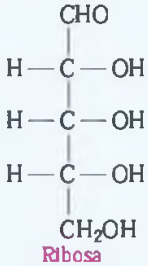
14.9 Clasifica los siguientes monosacáridos como aldosa o cetosa:

a



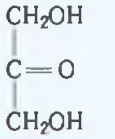
Fructosa

b



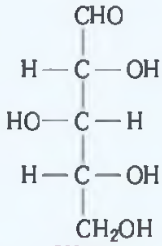
Ribosa

c



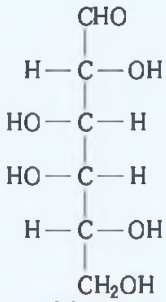
Dihidroxiacetona

d



Xilosa

e



Galactosa

14.10 Clasifica cada uno de los monosacáridos del problema 14.9 de acuerdo con el número de carbonos de la cadena.

14.2 PROYECCIONES DE FISCHER DE LOS MONOSACÁRIDOS

EL OBJETIVO ES...

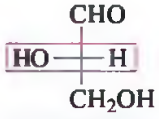
dibujar los isómeros D o L de la glucosa, galactosa y fructosa.

En el capítulo 12 vimos que los compuestos quirales existen como imágenes especulares que no pueden superponerse. Los monosacáridos, que contienen carbonos asimétricos o asimétricos, existen como imágenes especulares.

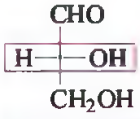
Proyecciones de Fischer

WEB TUTORIAL
Forms of Carbohydrates

Veamos de nuevo la proyección de Fischer para la aldosa más sencilla, el gliceraldehído. Por convención, la cadena carbonada se escribe en vertical, con el grupo aldehído (el carbono más oxidado) en la parte superior. Se asigna la letra L al estereoisómero en el que el grupo —OH está a la izquierda del carbono asimétrico. En el D-gliceraldehído, el —OH está a la derecha. El átomo de carbono del grupo CH_2OH en la parte inferior de la proyección de Fischer no es asimétrico, ya que no está unido a 4 sustituyentes diferentes.



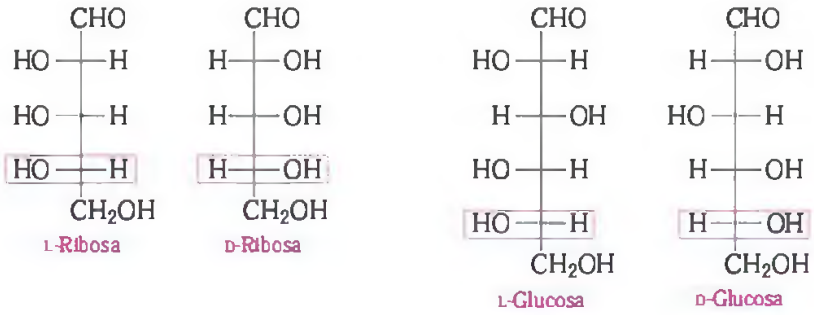
L-Gliceraldehído



D-Gliceraldehído

La mayoría de los hidratos de carbono que vamos a estudiar en este capítulo tienen cadenas con 5 o 6 átomos de carbono. Como hay varios átomos de carbono asimétricos, es el carbono asimétrico más alejado del grupo carbonilo el que se emplea para determinar si es el isómero D o L. A continuación se presentan las proyecciones de Fischer para los isómeros D y L de la ribosa, un monosacárido de 5 carbonos, y para los isómeros D y L de la glucosa, un monosacárido de 6 carbonos. En cada una de las imágenes especulares, es importante entender que todos los grupos —OH de los átomos de carbono asimétricos están en lados opuestos. Por ejemplo, en la L-ribosa, todos los grupos —OH están escritos en el lado

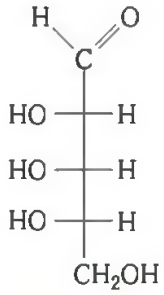
izquierdo de las líneas horizontales; y en la imagen especular, la D-ribosa, todos los grupos —OH están escritos en el lado derecho de las líneas horizontales.



EJERCICIO RESUELTO 14.3

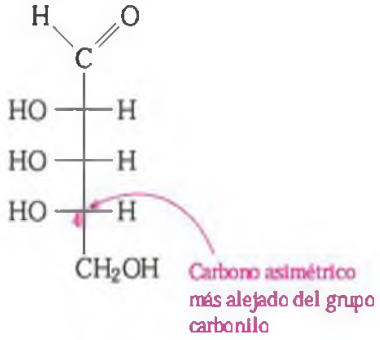
Identificar isómeros D y L de azúcares

Identifica la siguiente proyección de Fischer como la D- o L-ribosa.



SOLUCIÓN

En la ribosa, el carbono 4 es el carbono asimétrico más alejado del grupo carbonilo. Dado que el grupo hidroxilo del carbono 4 está hacia la izquierda, es la L-ribosa



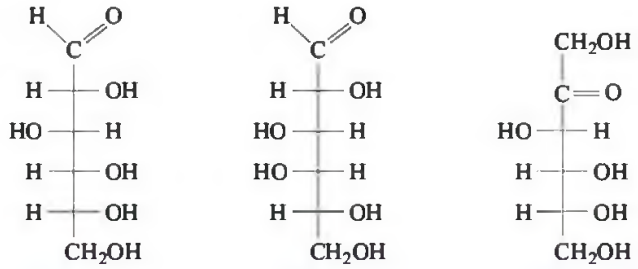
¡AHORA TÚ!

Dibuja la proyección de Fischer de la D-ribosa.

Algunos monosacáridos importantes

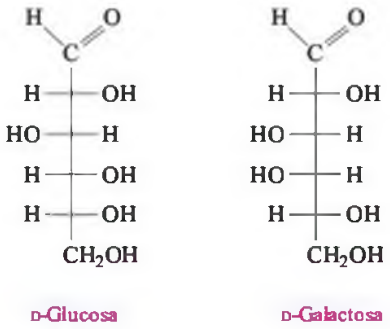
Las hexosas glucosa, galactosa y fructosa son monosacáridos importantes. Anteriormente hemos visto las proyecciones de Fischer para los isómeros D y L; entre estos, los isómeros D

son los que se encuentran más habitualmente en la naturaleza y los que utilizan las células de nuestro cuerpo. Las proyecciones de Fischer para los isómeros D se escriben de la siguiente manera:



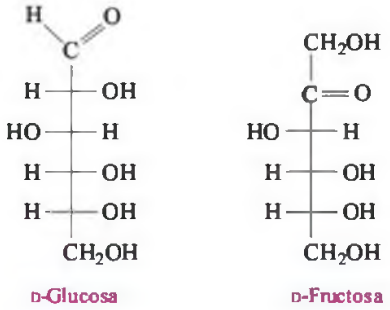
La hexosa más común es la D-**glucosa** ($C_6H_{12}O_6$), también conocida como dextrosa y como azúcar de la sangre, y se encuentra en las frutas, verduras, en el sirope de maíz y en la miel (fig. 14.2). Es un constituyente de los disacáridos sacarosa, lactosa y maltosa y de polisacáridos como el almidón, la celulosa y el glucógeno.

La **galactosa** es una aldohexosa que no se encuentra en forma libre en la naturaleza. Se obtiene como producto de la hidrólisis del disacárido lactosa, un azúcar que se encuentra en la leche y en los productos lácteos. La galactosa es importante para las membranas celulares del cerebro y para el sistema nervioso. La única diferencia que existe en las proyecciones de Fischer de la D-glucosa y la D-galactosa es la disposición del grupo —OH del carbono 4.



La ausencia de la enzima necesaria para convertir la galactosa en glucosa se conoce como *galactosemia,* y la acumulación de galactosa en la sangre y en los tejidos puede ocasionar cataratas, retraso mental y cirrosis. El tratamiento para la galactosemia es la supresión de todos los alimentos que contienen galactosa —principalmente la leche y los productos lácteos— de la dieta. Si este tratamiento se lleva a cabo en un niño recién nacido, pueden evitarse los efectos dañinos de la acumulación de galactosa.

En contraste con la glucosa y la galactosa, la **fructosa** es una cetohexosa. La estructura de la fructosa se diferencia de la de la glucosa por la situación del grupo carbonilo.



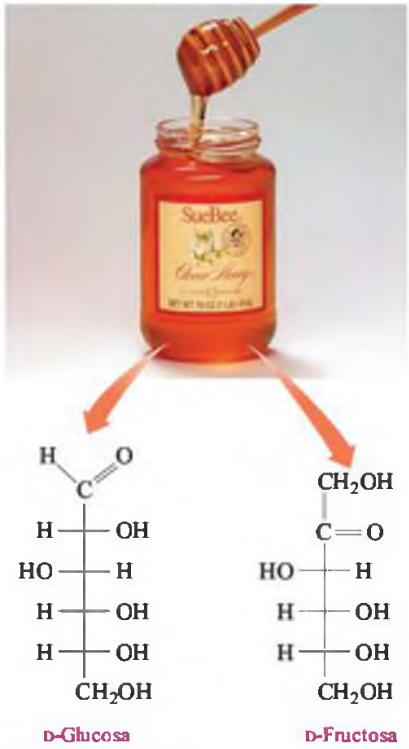


FIGURA 14.2 El sabor dulce de la miel se debe a los monosacáridos D-glucosa y D-fructosa.

P ¿Cuáles son algunas de las diferencias que hay en las proyecciones de Fischer de la D-glucosa y D-fructosa?

Química y salud

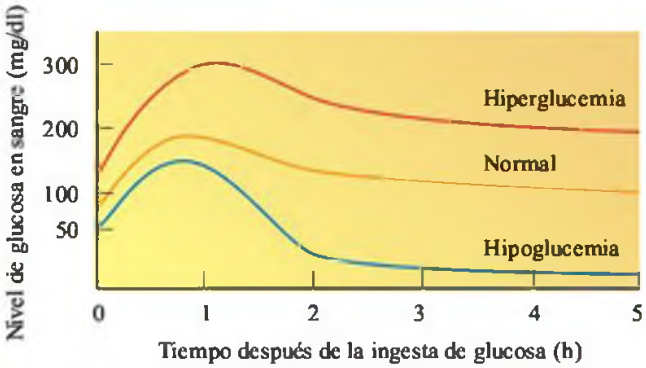
Hiperglucemia e hipoglucemia

En el cuerpo, la glucosa se encuentra normalmente en una concentración de 70-90 mg/dl (1 dl = 100 ml) de sangre, pero la cantidad de glucosa depende del tiempo transcurrido desde la comida. En la primera hora después de comer, el nivel de glucosa aumenta hasta unos 130 mg/dl de sangre, y luego disminuye durante las 2-3 horas siguientes, al ser utilizada en los tejidos.

Los médicos solicitan a veces una prueba sobre tolerancia a la glucosa para evaluar la capacidad del cuerpo para volver a la concentración normal de glucosa en respuesta a la ingesta de una determinada cantidad de glucosa. El paciente tiene que ayunar durante 12 horas y beberse luego una disolución que contiene glucosa, tras lo que se toma una primera muestra de sangre. Después se le van tomando más muestras cada media hora durante 2 horas, y finalmente cada hora, durante un total de 5 horas. Si la glucosa en sangre excede de 140 mg/dl en el plasma y continúa elevada, puede ser indicativo de hiperglucemia. El término *gluc* o *gluco* se refiere a «azúcar». El prefijo *hiper* indica «por encima de» o «mayor que» y el prefijo *hipo* significa «por debajo de» o «menor que». Así, hay *hiperglucemia* cuando el nivel de azúcar en la sangre está por encima del valor normal, y hay *hipoglucemia* cuando el nivel está por debajo de lo normal.

Un ejemplo de enfermedad que puede ocasionar hiperglucemia es la diabetes mellitus, que se produce cuando el páncreas no es capaz de producir suficiente cantidad de insulina. Como resultado, los niveles de glucosa en los fluidos corporales pueden alcanzar hasta los 350 mg/dl de plasma. Los síntomas de diabetes en personas menores de 40 años incluyen sed, excesiva producción de orina, aumento del apetito y pérdida de peso. En personas de más edad, a veces la diabetes es una consecuencia del aumento excesivo de peso.

Cuando una persona es hipoglucémica, los niveles de glucosa en sangre aumentan y después disminuyen rápidamente hasta valores tan bajos como 40 mg/dl de plasma. En algunos casos, la hipoglucemia está originada por una superproducción de insulina en el páncreas. Una cantidad de glucosa insuficiente en sangre puede originar mareos, debilidad general y temblores musculares. Puede prescribirse una dieta que consiste en hacer a menudo pequeñas comidas con dosis altas de proteínas y bajas en hidratos de carbono, y algunos pacientes hipoglucémicos obtienen buenos resultados con dietas que incluyen hidratos de carbono más complejos en lugar de azúcares sencillos.

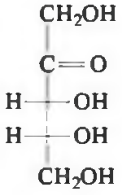


La fructosa es el azúcar más dulce —2 veces más que la sacarosa—, lo que la hace popular en las dietas de adelgazamiento: se necesita menos fructosa, y por tanto menos calorías, para conseguir el mismo sabor dulce. Una vez que la fructosa llega al torrente sanguíneo, se transforma en su isómero glucosa (v. fig. 14.2). La fructosa se encuentra en zumos de frutas y en la miel; también se conoce como levulosa y como azúcar de la fruta. La fructosa se obtiene también como uno de los productos de la hidrólisis de la sacarosa, el disacárido conocido como *azúcar*.

EJERCICIO RESUELTO 14.4

Monosacáridos

La ribulosa tiene la siguiente proyección de Fischer:

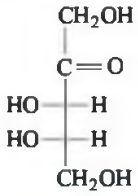


a. Identifica el compuesto como D- o L-ribulosa.
b. Representa la proyección de Fischer de su imagen especular.

SOLUCIÓN

a. El compuesto es la D-ribulosa, ya que el —OH está a la derecha en el carbono asimétrico más alejado del grupo carbonilo.

b. Para escribir la imagen especular, todos los grupos —OH de los carbonos asimétricos deben escribirse en el lado opuesto al que estaban en el isómero D. La L-ribulosa tendrá la siguiente proyección de Fischer:



¡AHORA TÚ!

¿Qué tipo de hidrato de carbono es la ribulosa?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

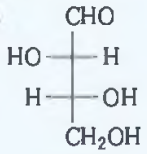
Proyecciones de Fischer de los monosacáridos

14.11 ¿Cómo se identifica si una proyección de Fischer corresponde al isómero D o L?

14.12 Escribe la proyección de Fischer para el D-gliceraldehído y el L-gliceraldehído.

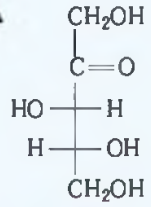
14.13 Identifica cada uno de los siguientes ejemplos como el isómero D o L:

a.



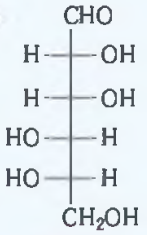
Treosa

b.



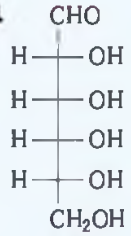
Xilulosa

c.



Manosa

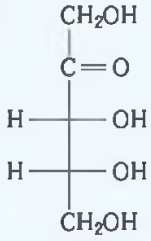
d.



Alosa

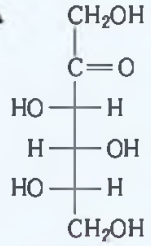
14.14 Identifica cada uno de los siguientes ejemplos como el isómero D o L:

a.



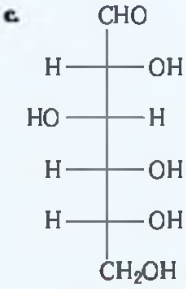
Ribulosa

b.



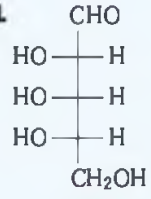
Sorbosa

c.



Glucosa

d.



Ribosa

14.15 Escribe la proyección de Fischer para las imágenes especulares de a-d del problema 14.13.

14.16 Escribe la proyección de Fischer para las imágenes especulares de a-d del problema 14.14.

14.17 Dibuja las proyecciones de Fischer para la D-glucosa y la L-glucosa.

14.18 Dibuja las proyecciones de Fischer para la D-fructosa y la L-fructosa.

14.19 ¿En qué se diferencian las proyecciones de Fischer de la D-galactosa y la D-glucosa?

14.20 ¿En qué se diferencian las proyecciones de Fischer de la D-fructosa y la D-glucosa?

14.21 Identifica el monosacárido que corresponde a las siguientes descripciones:

a. también llamado azúcar de la sangre
b. no se metaboliza en la galactosemia
c. también llamado azúcar de la fruta

14.22 Identifica el monosacárido que cumple las siguientes descripciones:

a. altos niveles en sangre en la diabetes
b. se obtiene como producto de hidrólisis de la lactosa
c. el más dulce de los monosacáridos

14.3 FÓRMULAS DE HAWORTH DE LOS MONOSACÁRIDOS

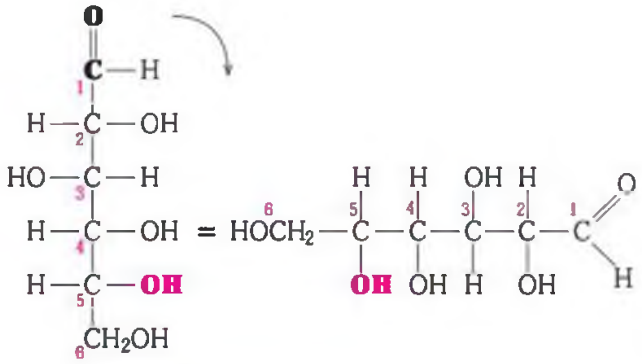
EL OBJETIVO ES...

dibujar e identificar las fórmulas de Haworth de los monosacáridos.

La mayor parte del tiempo los monosacáridos se presentan como estructuras cíclicas formadas al reaccionar el grupo carbonilo y un grupo hidroxilo de la *misma* molécula. Los productos tienen estructuras de anillo, también conocidas como fórmulas de Haworth, que representan las formas más estables de aldopentosas y aldohexosas. Aunque el grupo carbonilo de la forma de cadena abierta de una aldohexosa puede reaccionar con varios de los grupos —OH existentes en la molécula, las aldohexosas suelen hacerlo con el —OH del carbono 5 y formar anillos de 6 átomos. Veamos ahora cómo se dibujan las fórmulas de Haworth de algunos isómeros D, comenzando con la estructura de cadena abierta de la D-glucosa.

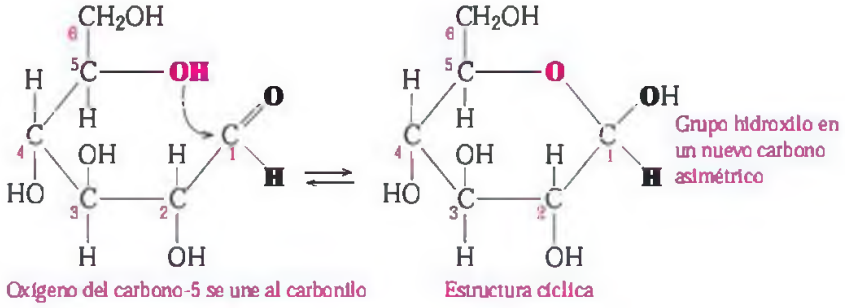
Dibujar las fórmulas de Haworth de la glucosa

Paso 1 Girar la estructura de cadena abierta de la D-glucosa hacia la derecha. Esto coloca los grupos —OH que originalmente estaban a la derecha de la cadena abierta vertical hacia abajo, y el grupo —OH que originalmente estaba a la izquierda de la cadena abierta hacia arriba.



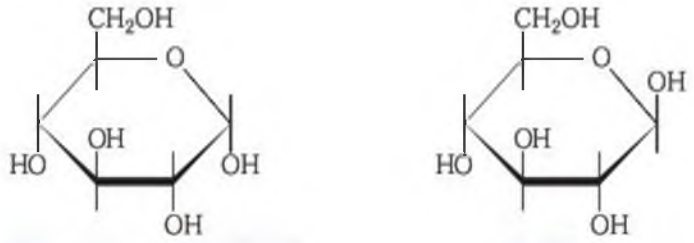
D-Glucosa (cadena abierta)

Paso 2 Doblar la cadena de carbonos para hacer un hexágono (se mueven los carbonos 4, 5 y 6 en el sentido de las agujas del reloj). Escribir el grupo —CH_2OH por encima del carbono 5 y el grupo –OH en el carbono 5 cerca del carbono carbonílico. Completar la fórmula de Haworth uniendo el oxígeno del grupo —OH al carbono carbonílico.



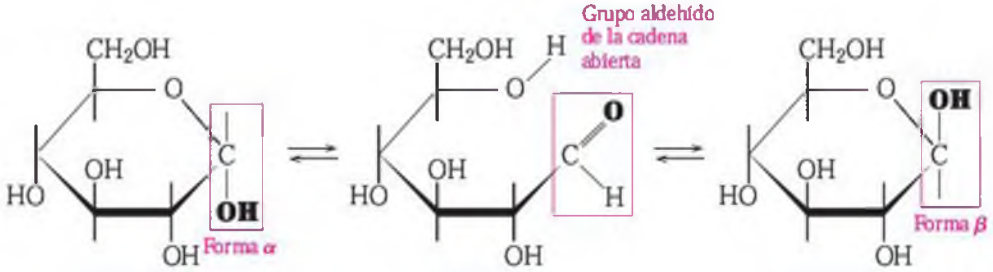
Paso 3 En una fórmula de Haworth, se forma un nuevo grupo —OH en el carbono 1. Hay 2 formas de dibujar el —OH, hacia arriba o hacia abajo. El grupo —OH se dibuja *hacia abajo* en la forma α (alfa) y *hacia arriba* en la forma β (beta).

Algunas veces, la fórmula de Haworth se simplifica para mostrar solamente los grupos hidroxilo en la estructura cíclica de 6 átomos.



α-D-Glucosa (estructura simplificada) β-D-Glucosa

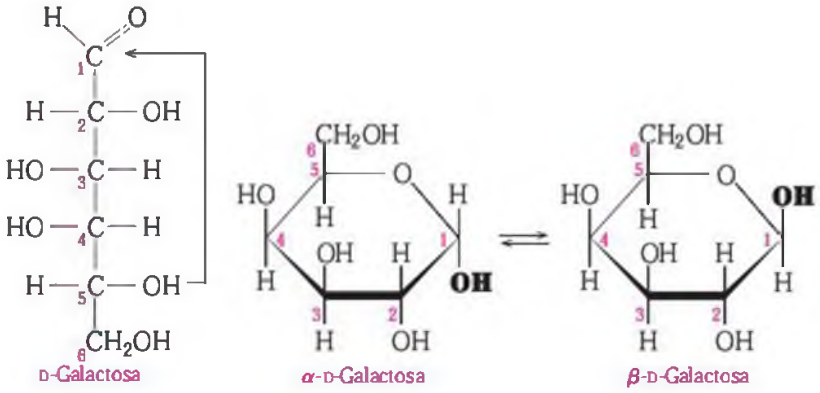
En disolución acuosa, la forma cíclica de la α-D-glucosa se abre y se cierra para formar la β-D-glucosa. Cuando el anillo se abre, la estructura es la cadena abierta de la D-glucosa con un grupo aldehído. En cualquier momento, en la disolución acuosa hay solamente unas trazas de glucosa en forma abierta.



α-D-Glucosa (36% en la mezcla) D-Glucosa cadena abierta (trazas) β-D-Glucosa (64% en la mezcla)

Fórmulas de Haworth de la galactosa

La galactosa es una aldohexosa que se diferencia de la glucosa solamente en la disposición del grupo —OH del carbono 4. Por tanto, su fórmula de Haworth será similar a la de la glucosa, excepto que en la galactosa el grupo —OH del carbono 4 está hacia arriba. Con un nuevo grupo hidroxilo en el carbono 1, la galactosa también existe en las formas α y β.

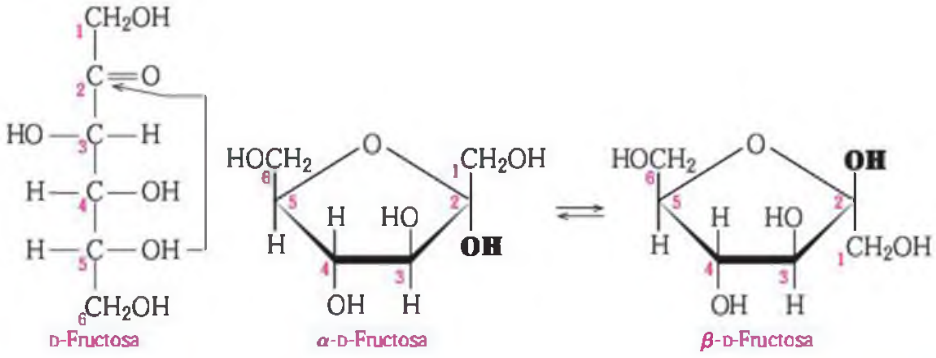


D-Galactosa α-D-Galactosa β-D-Galactosa

Fórmulas de Haworth de la fructosa

En contraste con la glucosa y la galactosa, la fructosa es una cetohexosa. La fórmula de Haworth para la fructosa es un anillo de 5 átomos, con el carbono 2 en la esquina de la derecha. La estructura cíclica se forma cuando el grupo hidroxilo del carbono 5 reacciona con el

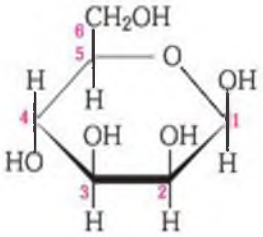
grupo cetona del carbono 2. El nuevo grupo hidroxilo en el carbono 2 proporciona las formas α y β de la fructosa.



EJERCICIO RESUELTO 14.5

Fórmulas de Haworth de los azúcares

Identifica la siguiente fórmula como α- o β-D-manosa, un hidrato de carbono que se encuentra presente en las inmunoglobulinas.



SOLUCIÓN

La fórmula de Haworth es la de la β-D-manosa, ya que el grupo hidroxilo del carbono 1 está dibujado por encima del carbono 1.

¡AHORA TÚ!

Dibuja la fórmula de Haworth de la α-D-manosa.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Fórmulas de Haworth de monosacáridos

14.23 ¿Cuál es el tipo y número de átomos del anillo en la fórmula de Haworth de la glucosa?

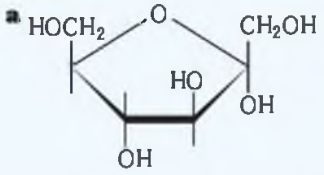
14.24 ¿Cuál es el tipo y número de átomos del anillo en la fórmula de Haworth de la fructosa?

14.25 Dibuja las fórmulas de Haworth de la α- y β-D-glucosa.

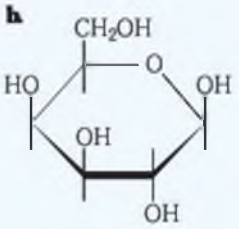
14.26 Dibuja las fórmulas de Haworth de la α- y β-D-fructosa.

14.27 Identifica cada uno de los siguientes ejemplos como formas α o β:

a.

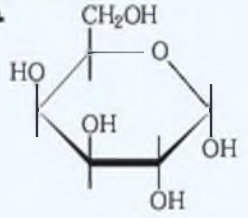


b.

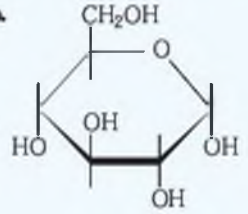


14.28 Identifica cada uno de los siguientes ejemplos como formas α o β:

a.



b.



14.4 PROPIEDADES QUÍMICAS DE LOS MONOSACÁRIDOS

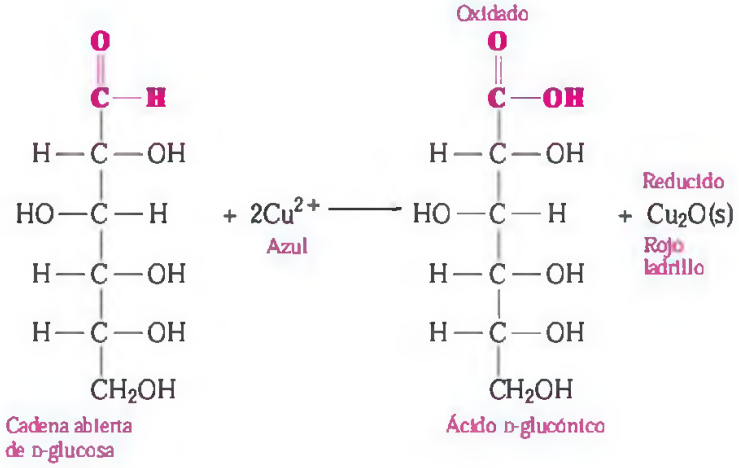
EL OBJETIVO ES...

identificar los productos de oxidación o reducción de los monosacáridos, determinar cuándo un hidrato de carbono es un azúcar reductor.

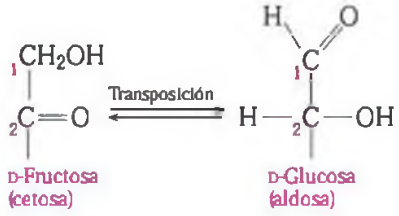
Los monosacáridos poseen grupos funcionales que pueden dar reacciones químicas. En una aldosa, el grupo aldehído puede oxidarse a ácido; el grupo carbonilo tanto de las aldosas como de las cetosas puede reducirse par dar un grupo hidroxilo y los grupos hidroxilo pueden reaccionar con otros compuestos para formar varios tipos de derivados que son importantes en las estructuras biológicas.

Oxidación de monosacáridos

Aunque los monosacáridos existen mayoritariamente en forma cíclica, hemos visto antes que la forma de cadena abierta está siempre presente, lo que supone la existencia de un grupo aldehído libre. Cuando se añade reactivo Benedict, el grupo aldehído se oxida y el Cu^{2+} se reduce a Cu^{+}, que forma un precipitado rojo ladrillo de Cu_2O. Los monosacáridos que reducen a otra sustancia se llaman **azúcares reductores.**

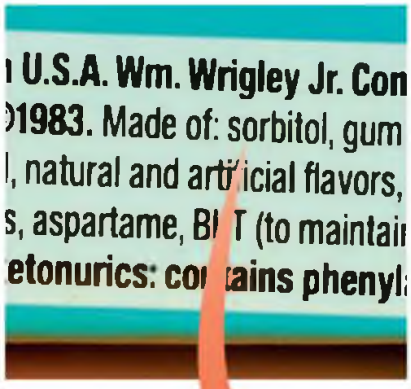


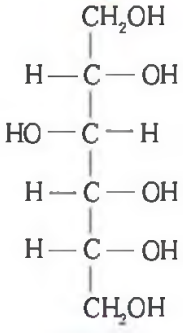
La fructosa también es un azúcar reductor. En la forma con la cadena abierta, una transposición entre el grupo hidroxilo del carbono 1 y el grupo cetona proporciona un grupo aldehído que puede oxidarse.



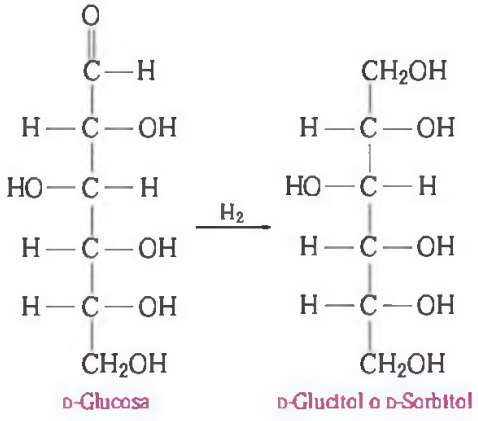
Reducción de monosacáridos

La reducción del grupo carbonilo en los monosacáridos proporciona los alcoholes de los azúcares, que se llaman también *alditoles*. La D-glucosa se reduce a D-glucitol, más conocido como sorbitol. La D-manosa se reduce para dar D-manitol.





CASE STUDY
Diabetes and Blood Glucose



Los alcoholes de los azúcares como el sorbitol, el xilitol de la xilosa y el manitol de la manosa se emplean como edulcorantes en muchos productos sin azúcar, como las bebidas sin calorías o los chicles sin azúcar, así como en alimentos aptos para diabéticos. Sin embargo, estos sustitutos de los azúcares tienen algunos efectos secundarios: en algunas personas aparecen problemas digestivos como flatulencia o diarreas como consecuencia de la ingestión de los alcoholes de los azúcares, y la aparición de cataratas en los diabéticos se atribuye a la acumulación de sorbitol en la lente del ojo.

Química y salud

Pruebas de glucosa en la orina

Normalmente, la glucosa de la sangre pasa a través de los riñones y se reabsorbe en el flujo sanguíneo. Sin embargo, si el nivel en la sangre es superior a 160 mg/dl de sangre, los riñones no pueden reabsorber toda la glucosa, y esta pasa a la orina, dando lugar a lo que se conoce como *glucosuria*. Uno de los síntomas de la diabetes mellitus es el elevado nivel de glucosa en orina.

El test de Benedict se puede utilizar para determinar la presencia de glucosa en la orina. La cantidad de óxido cuproso (Cu_2O) que se forma es proporcional a la cantidad de azúcar reductor presente en la orina. Los niveles bajos o moderados de azúcar reductor dan color verde a la disolución; las disoluciones con niveles elevados de glucosa hacen que el color del reactivo Benedict se vuelva amarillo o rojo ladrillo. En la tabla 14.1 se recogen algunos colores asociados a la concentración de glucosa en orina.

En otro tipo de test clínico más específico para la glucosa se emplea la enzima glucosa oxidasa. La enzima oxidasa convierte la glucosa en ácido glucónico y peróxido de hidrógeno, H_2O_2, y este reacciona con un colorante en la tira de test dando diferentes colores. El nivel de glucosa presente en la orina se conoce comparando el color obtenido con el de una tabla de colores que viene en el envase.

TABLA 14.1 Resultados del test de glucosa

	Glucosa presente en orina	
Color	%	mg/dl
Azul	0	0
Azul verdoso	0,25	250
Verde	0,50	500
Amarillo	1,00	1000
Rojo ladrillo	2,00	2000

EJERCICIO RESUELTO 14.6

Azúcares reductores

¿Por qué la D-glucosa es un azúcar reductor?

SOLUCIÓN

El grupo aldehído de la D-glucosa se oxida fácilmente por el reactivo de Benedict. Un hidrato de carbono que reduce el Cu^{2+} a Cu^{+} se llama azúcar reductor.

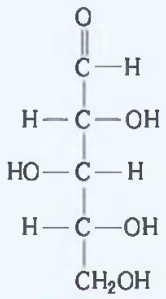
¡AHORA TÚ!

Un test en el que se emplea el reactivo de Benedict vuelve de color rojo ladrillo una muestra de orina. De acuerdo con los datos de la tabla 14.1, ¿qué indicaría este resultado?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

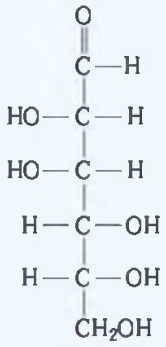
Propiedades químicas de los monosacáridos

14.29 Dibuja la estructura de xilitol que se forma al reducir la D-xilosa.



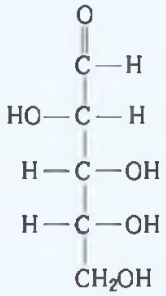
D-Xilosa

14.30 Dibuja la estructura de manitol que se forma al reducir la D-manosa.



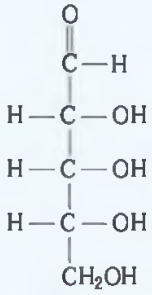
D-Manosa

14.31 Escribe los productos de oxidación y reducción de la D-arabinosa. ¿Cómo se llama el alcohol del azúcar que se forma?



D-Arabinosa

14.32 Escribe los productos de oxidación y reducción de la D-ribosa. ¿Cómo se llama el alcohol del azúcar que se forma?



D-Ribosa

EL OBJETIVO ES...

describir las unidades de monosacárido y las uniones en los disacáridos.

14.5 DISACÁRIDOS

Un disacárido está formado por 2 monosacáridos unidos por un enlace. Los disacáridos más comunes son la maltosa, la lactosa y la sacarosa. En su hidrólisis en medio ácido, o por una enzima, se obtienen los siguientes monosacáridos:

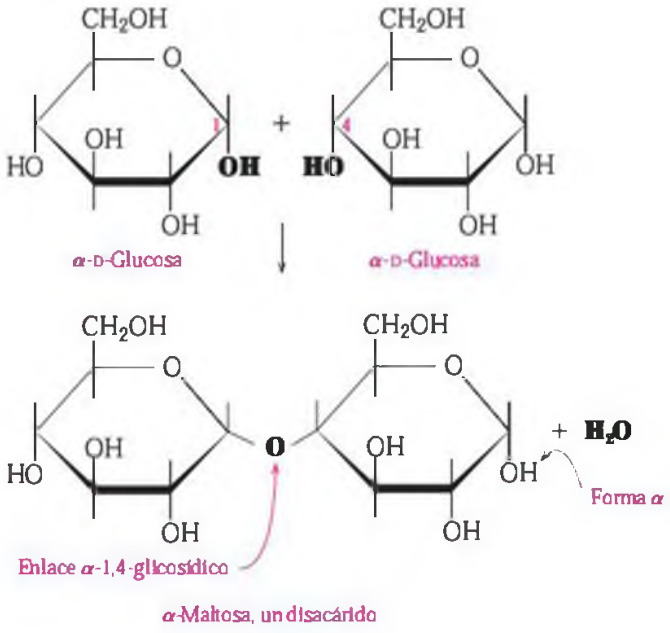
$$\text{Maltosa} + H_2O \xrightarrow{H^+} \text{glucosa} + \text{glucosa}$$

$$\text{Lactosa} + H_2O \xrightarrow{H^+} \text{glucosa} + \text{galactosa}$$

$$\text{Sacarosa} + H_2O \xrightarrow{H^+} \text{glucosa} + \text{fructosa}$$

La **maltosa,** o azúcar de malta, es un disacárido que se obtiene del almidón. Cuando se hidroliza la maltosa de la cebada y otros cereales por la acción de las enzimas de las levaduras, se obtiene glucosa, que puede fermentar para dar etanol. La maltosa se emplea en los cereales, en caramelos y en la elaboración de bebidas.

Cuando el grupo hidroxilo unido al carbono 1 (en las aldosas) o 2 (en las cetosas) de un monosacárido reacciona con un grupo hidroxilo de otro monosacárido, se forma un **enlace glicosídico** y el producto que se forma es un disacárido. En la maltosa, el enlace glicosídico que une las 2 moléculas de glucosa se denomina enlace α-1,4 para indicar que el —OH del carbono 1 de una α-D-glucosa se une con el carbono 4 de la segunda glucosa. En la segunda molécula de glucosa, el grupo —OH del carbono 1 proporciona las formas α y β. La maltosa es un azúcar reductor debido a que el grupo —OH del carbono 1 de la segunda unidad de glucosa se abre para dar el grupo aldehído.



La **lactosa,** el azúcar de la leche, es un disacárido que se encuentra en la leche y en los productos lácteos (fig. 14.3). Constituye el 6-8% de la leche humana y aproximadamente el 4,5% de la leche de vaca y se utiliza en los productos que tratan de imitar la leche materna. Algunas personas no producen en cantidad suficiente la enzima necesaria para hidrolizar la lactosa, por lo que no digieren el azúcar y padecen dolores abdominales y diarrea. En algunos productos lácteos comerciales se añade una enzima denominada lactasa para romper la lactosa. El enlace en la lactosa es β-1,4-glicosídico, ya que la forma β de la galactosa forma un enlace con el grupo hidroxilo del carbono 4 de la glucosa. El grupo hidroxilo del carbo-

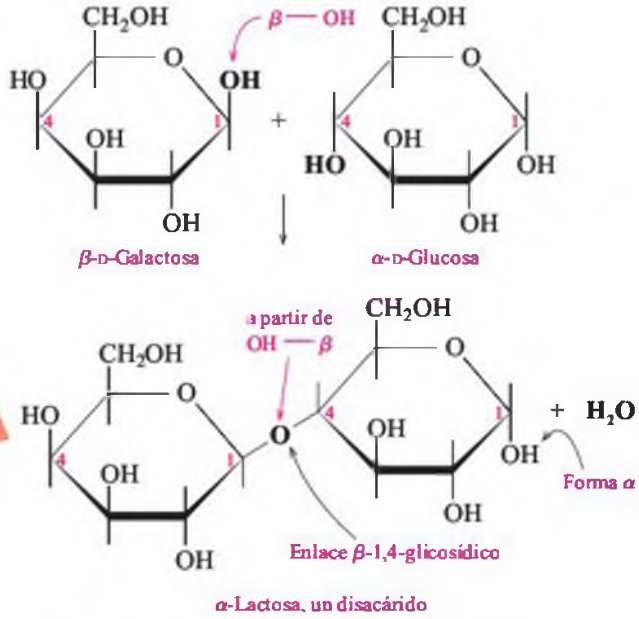


FIGURA 14.3 La lactosa, un disacárido que se encuentra en la leche y los productos lácteos, contiene galactosa y glucosa.
P ¿Qué tipo de enlace glicosídico une la galactosa y la glucosa en la lactosa?

no 1 de la glucosa proporciona las formas α- y β- de la lactosa. Debido a que la cadena abierta tiene un grupo aldehído que puede oxidarse, la lactosa es un azúcar reductor.

La **sacarosa** está formada por una molécula de α-D-glucosa y una de β-D-fructosa unidas por un enlace β-1,2-glicosídico (fig. 14.4.) Al contrario que en otros disacáridos, el enlace glicosídico en la sacarosa no puede abrirse para formar el aldehído. La sacarosa no reacciona con el reactivo Benedict, lo que quiere decir que es un azúcar no reductor.

La sacarosa es el azúcar que se utiliza habitualmente en las casas para endulzar postres o bebidas. La mayor parte de la sacarosa se obtiene de la caña de azúcar (20% en peso) o de la remolacha azucarera (15% en peso). Tanto la forma refinada del azúcar como la no refinada son sacarosa.

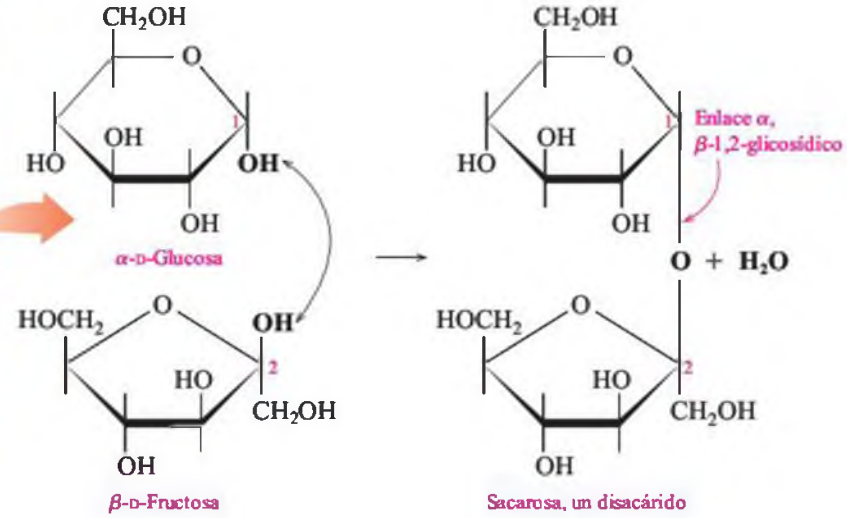


FIGURA 14.4 La sacarosa, un disacárido que se obtiene de la remolacha azucarera y de la caña de azúcar, contiene glucosa y fructosa.
P ¿Por qué la sacarosa es un azúcar no reductor?

Investiga tu entorno

Azúcar y edulcorantes

Añade una cucharada de azúcar a un vaso con agua, remueve y pruébalo. Añade más azúcar, remuévelo y vuelve a probarlo. Si dispones de otros hidratos de carbono —como fructosa, miel, almidón de maíz o harina—, añade un poco de cada uno de ellos en distintos vasos de agua y remueve la mezcla. Haz lo mismo con algún edulcorante artificial (líquido o sólido) y prueba el sabor de todos ellos.

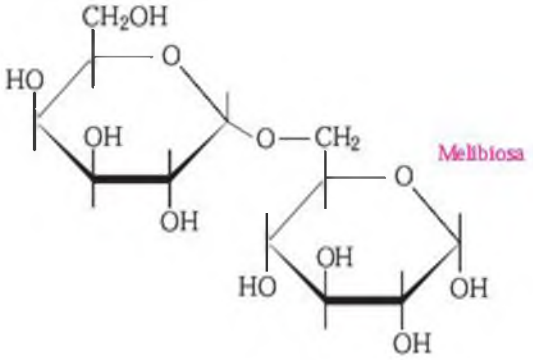
PREGUNTAS

1. ¿Cuál de las sustancias es más soluble en agua?
2. Ordena las sustancias desde la de sabor menos dulce a la más dulce
3. ¿Cómo es esta lista en comparación con los valores de la tabla 14.2?
4. ¿Cómo es de dulce la sacarosa en comparación con los edulcorantes artificiales?
5. Mira las etiquetas de productos alimenticios que tengas en la cocina. Busca azúcares como sacarosa o fructosa, o edulcorantes artificiales como aspartamo o sucralosa en las etiquetas. ¿Cuántos gramos de azúcar hay en una ración del alimento?

EJERCICIO RESUELTO 14.7

Enlaces glicosídicos en los disacáridos

La melibiosa es un disacárido 30 veces más dulce que la sacarosa.



a. ¿Qué unidades de monosacárido hay en la melibiosa?
b. ¿Qué tipo de enlace glicosídico une a los monosacáridos?
c. Identifica la estructura como α- o β-melibiosa

SOLUCIÓN

a. El monosacárido de la izquierda es α-D-galactosa, y el de la derecha es α-D-glucosa.
b. Las unidades de monosacárido están conectadas por un enlace α-1,6-glicosídico.
c. La posición hacia abajo del grupo hidroxilo en el carbono 1 de la D-glucosa del extremo que puede abrirse hace que sea la α-melibiosa.

¡AHORA TÚ!

La celobiosa es un disacárido formado por 2 moléculas de β-D-glucosa unidas por un enlace β-1,4-glicosídico. Dibuja la fórmula estructural de la β-celobiosa.

Profesiones con química

Técnico en análisis sanguíneos

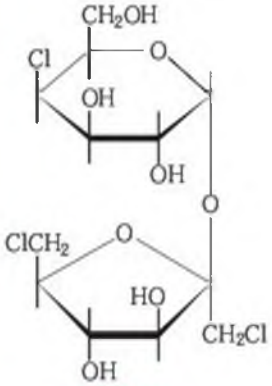
Como parte de un equipo médico, los técnicos en análisis sanguíneos recogen y manipulan la sangre para las pruebas de laboratorio. Trabajan directamente con los pacientes, calmándolos si es necesario antes de la extracción de la sangre. Los técnicos en análisis sanguíneos están preparados para obtener la sangre de forma segura y para atender al paciente en caso de desmayos. La sangre se obtiene pinchando en las venas por medio de jeringuillas, con tubos al vacío (Vacutainer), a partir de cultivos sanguíneos o por medio de pinchazos en la yema del dedo. También preparan a los pacientes para procesos como los test de tolerancia a la glucosa. En la preparación de muestras para el análisis, el técnico en análisis sanguíneos determina la forma, el método de inoculación y los reactivos necesarios para efectuar el cultivo.

Química y salud

¿Cuán dulce es mi edulcorante?

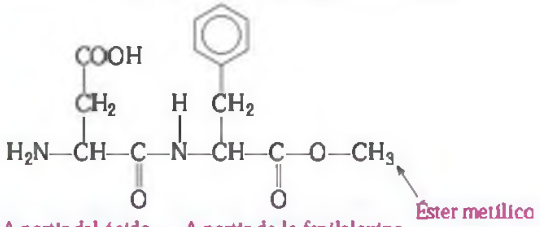
Aunque la mayoría de los monosacáridos y disacáridos tienen sabor dulce, difieren mucho en su grado de edulcoración. Los alimentos para dietas contienen edulcorantes que no son hidratos de carbono o hidratos de carbono más dulces que la sacarosa. En la tabla 14.2 se recogen algunos ejemplos de edulcorantes comparados con la sacarosa.

La sucralosa se sintetiza a partir de sacarosa, reemplazando algunos de los grupos hidroxilo por átomos de cloro



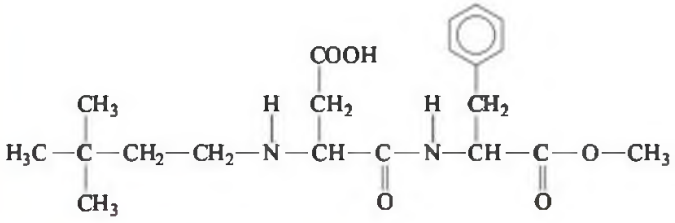
Sucralosa

El aspartamo se emplea en gran número de productos sin azúcar. Se trata de un edulcorante que no es un hidrato de carbono preparado a partir de ácido aspártico y el éster metílico de la fenilalanina. Tiene algún valor calórico, pero es tan dulce que se emplea en cantidades muy pequeñas. Sin embargo, la fenilalanina, uno de los productos en los que se fragmenta, resulta peligrosa para quien no puede metabolizarla adecuadamente: aquellos que padecen una enfermedad conocida como fenilcetonuria (PKU por sus siglas en inglés).



Aspartamo

Hay un nuevo edulcorante artificial, el neotamo, que es una modificación de la estructura del aspartamo. La adición de un gran grupo alquilo al grupo amino evita que las enzimas rompan el enlace amídico entre el ácido aspártico y la fenilalanina. De esta forma, no se libera fenilalanina cuando se emplea como edulcorante y son necesarias cantidades muy pequeñas, ya que es unas 10 000 veces más dulce que la sacarosa.

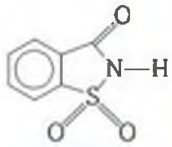


Neotamo

TABLA 14.2 Dulzor relativo de azúcares y edulcorantes artificiales

	Dulzor respecto de la sacarosa (=100)
Monosacáridos	
Galactosa	30
Glucosa	75
Fructosa	175
Disacáridos	
Lactosa	16
Maltosa	33
Sacarosa	100 ← estándar de referencia
Alcoholes de los azúcares (polioles)	
Sorbitol	60
Malitol	80
Xilitol	100
Edulcorantes artificiales (no hidratos de carbono)	
Aspartamo	18 000
Sacarina	45 000
Sucralosa	60 000
Neotamo	1 000 000

La sacarina se ha usado como un edulcorante artificial que no es un hidrato de carbono durante los últimos 25 años. A causa de unos estudios que indicaban que podía producir tumores en la vesícula biliar, en Canadá se ha prohibido el uso de la sacarina, pero la FDA sigue permitiéndolo en EE. UU.



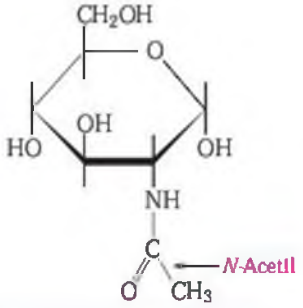
Sacarina

Química y salud

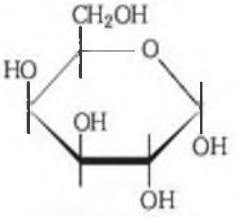
Tipos de sangre e hidratos de carbono

La sangre de cada persona puede pertenecer a uno de los 4 tipos sanguíneos que existen, A, B, AB y 0. La incidencia de los grupos sanguíneos en la población general es de aproximadamente el 43% de 0, 40% de A, 12% de B y 5% de AB.

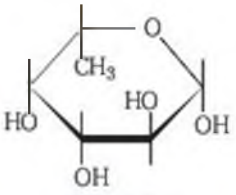
Los tipos de sangre vienen determinados por 3 o 4 monosacáridos que se encuentran unidos a las paredes de los eritrocitos de la sangre. Todos los tipos de sangre incluyen *N*-acetilglucosamina, galactosa y fucosa. En la sangre tipo A, el cuarto monosacárido, *N*-acetilgalactosamina, está unido a la galactosa. Las estructuras de estos monosacáridos son las siguientes:



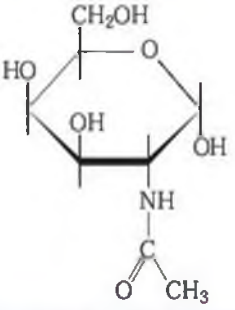
N-Acetilglucosamina (*N*-AcGlu)



D-Galactosa (Gal)



L-Fucosa (Fuc)



N-Acetilgalactosamina (*N*-AcGal)

En el tipo B de sangre, hay una segunda molécula de galactosa. La sangre de tipo AB contiene los 2 tipos de sangre A y B. Una persona con sangre tipo A fabrica anticuerpos contra el tipo B, mientras que una persona con sangre tipo B fabrica anticuerpos contra el tipo A. La sangre de tipo AB no produce anticuerpos, mientras que la de tipo 0 produce los 2 tipos de anticuerpos. Por eso si una persona con sangre del tipo A recibe una transfusión de sangre del tipo B los factores de la sangre del receptor aglutinarán los eritrocitos del donador. Cuando se dona sangre, esta se analiza para comprobar que se adapta perfectamente al tipo de sangre del receptor. En la tabla 14.3 se resume la compatibilidad de los grupos sanguíneos para las transfusiones.

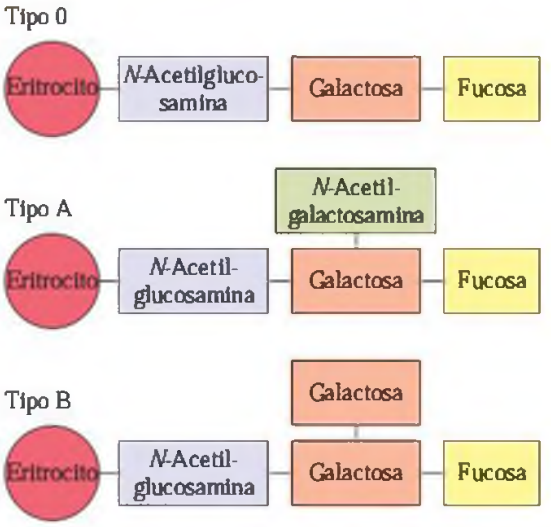


TABLA 14.3 Compatibilidad de grupos sanguíneos

Grupo sanguíneo	Puede recibir sangre de los tipos	No puede recibir sangre de los tipos
A	A, 0	B, AB
B	B, 0	A, AB
AB[a]	A, B, AB, 0	Puede recibir todos los tipos de sangre
0[b]	0	A, B, AB

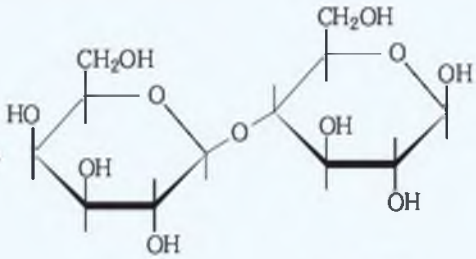
[a] Receptor universal
[b] Donante universal

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

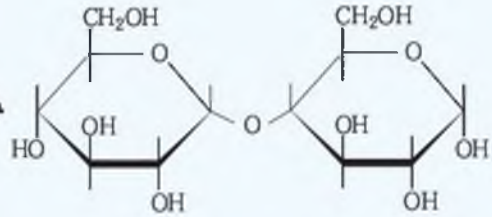
Disacáridos

14.33 Para cada uno de los siguientes disacáridos, indica las unidades de monosacáridos que proporciona por hidrólisis, el tipo de enlace glicosídico y la identidad del disacárido, incluyendo la forma α o β:

a

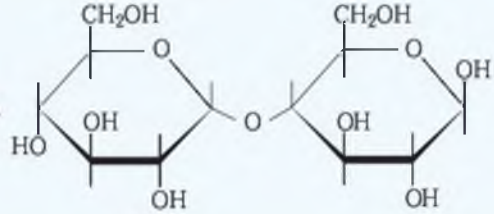


b

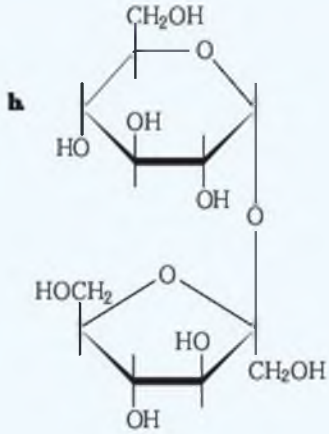


14.34 Para cada uno de los siguientes disacáridos, indica las unidades de monosacáridos que proporciona por hidrólisis, el tipo de enlace glicosídico y la identidad del disacárido, incluyendo la forma α o β:

a



b



14.35 Indica si los disacáridos del problema 14.33 pueden oxidarse.

14.36 Indica si los disacáridos del problema 14.34 pueden oxidarse.

14.37 Identifica los disacáridos que se ajustan a las siguientes descripciones:

a. azúcar de mesa habitual
b. se encuentra en la leche y en los productos lácteos
c. también llamado azúcar de malta
d. por hidrólisis proporciona galactosa y glucosa

14.38 Identifica los disacáridos que se ajustan a las siguientes descripciones:

a. azúcar no reductor
b. compuesto por 2 unidades de glucosa
c. también se llama azúcar de la leche
d. por hidrólisis, proporciona glucosa y fructosa

14.6 POLISACÁRIDOS

EL OBJETIVO ES...

describir las características estructurales de la amilosa, amilopectina, glucógeno, y celulosa.

Un polisacárido es un polímero de muchos monosacáridos unidos entre sí. Desde el punto de vista de la biología, hay 4 polisacáridos importantes —amilosa, amilopectina, celulosa y glucógeno—, todos ellos polímeros de D-glucosa que se diferencian únicamente en el tipo de enlaces glicosídicos y en la cantidad de ramificaciones de la molécula.

El almidón, una forma de almacenar glucosa de las plantas, se encuentra en forma de gránulos insolubles en el arroz, el trigo, las patatas, las judías y los cereales. El almidón está formado por 2 tipos de polisacáridos: amilosa y amilopectina. La **amilosa,** que constituye aproximadamente el 20% del almidón, está formada por 250 a 4000 moléculas de α-D-glucosa unidas por enlaces α-1,4-glicosídicos en una cadena continua. Aunque a veces se denomina *polímero de cadena lineal,* los polímeros de amilosa están en realidad enrollados en forma helicoidal.

La **amilopectina,** que supone el 80% del almidón de la planta, es un polisacárido de cadenas ramificadas. Al igual que en la amilosa, las moléculas de glucosa están unidas por enlaces α-1,4-glicosídicos. Sin embargo, aproximadamente cada 25 unidades de glucosa hay una ramificación de moléculas de glucosa unidas por un enlace α-1,6-glicosídico entre el carbono 1 de la ramificación y el 6 de la cadena principal (fig. 14.5).

Los almidones se hidrolizan fácilmente en agua y ácido para dar dextrinas, que se hidrolizan a su vez para dar maltosa y, finalmente, glucosa. En nuestro cuerpo, estos hidratos de

WEB TUTORIAL
Polymers

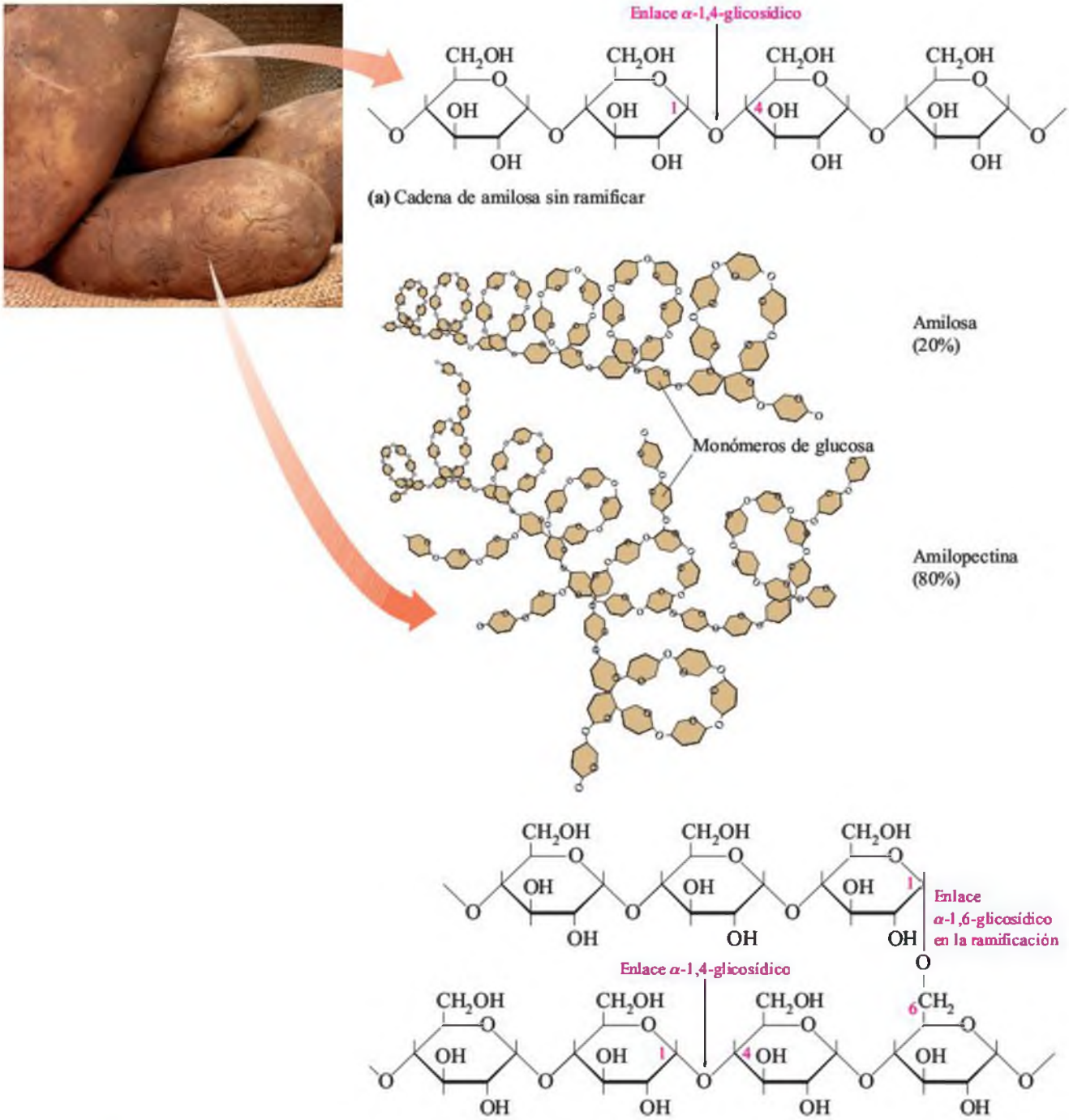


FIGURA 14.5 La estructura de la amilosa **(a)** es un polisacárido de cadena lineal de unidades de glucosa, y la amilopectina **(b)** es una cadena ramificada de glucosas.
P ¿Cuáles son los tipos de enlaces glicosídicos que unen las moléculas de glucosa en la amilopectina?

carbono complejos se digieren por acción de las enzimas amilasa (en la saliva) y maltasa. La glucosa obtenida proporciona aproximadamente el 50% de nuestras calorías nutricionales.

$$\text{Amilosa, amilopectina} \xrightarrow{H^+ \text{ o amilasa}} \text{dextrinas} \xrightarrow{H^+ \text{ o amilasa}} \text{maltosa} \xrightarrow{H^+ \text{ o maltasa}} \text{muchas unidades de D-glucosa}$$

El **glucógeno**, o almidón animal, es un polímero de glucosa que se almacena en el hígado y en los músculos de los animales. Se hidroliza en nuestras células a una velocidad que

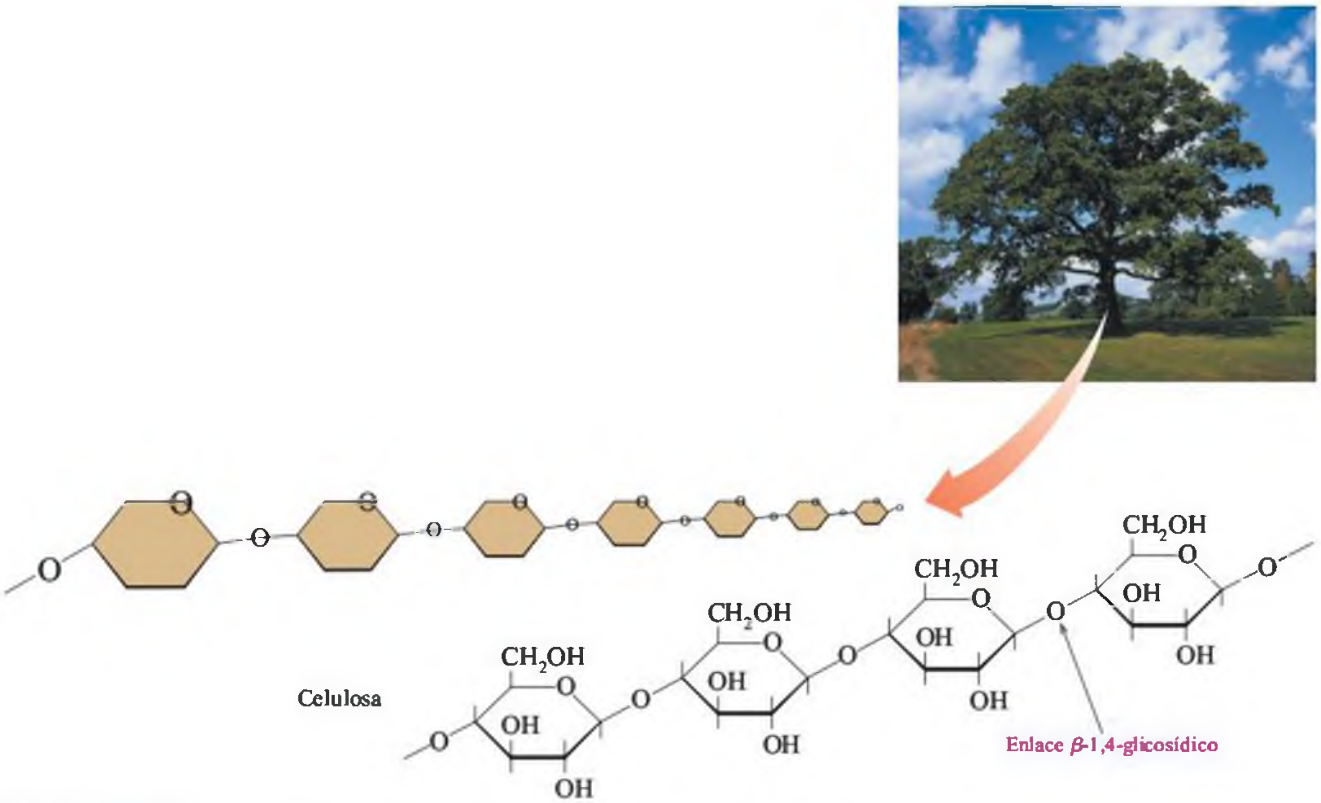


FIGURA 14.6 El polisacárido celulosa está formado por enlaces β-1,4-glicosídicos.
P ¿Por qué los seres humanos no podemos metabolizar la celulosa?

mantiene el nivel de glucosa en sangre y proporciona energía entre las comidas. La estructura del glucógeno es muy similar a la de la amilopectina encontrada en las plantas, salvo porque el glucógeno está mucho más ramificado. En el glucógeno, las unidades de glucosa están unidas por enlaces α-1,4-glicosídicos, y las ramificaciones se producen cada 10-15 unidades de glucosa mediante enlaces α-1,6-glicosídicos.

La **celulosa** es el principal material estructural de la madera y las plantas. El algodón es prácticamente celulosa pura. En la celulosa, las moléculas de glucosa forman una larga cadena sin ramificar similar a la de la amilosa. Sin embargo, las unidades de glucosa en la celulosa están unidas por enlaces β-1,4-glicosídicos. Los isómeros β no forman espirales como los isómeros α, sino que se alinean en filas paralelas que se mantienen en su posición por enlaces de hidrógeno entre los grupos hidroxilo de cadenas adyacentes, propiciando que la celulosa sea insoluble en agua. Esto proporciona una estructura rígida a las paredes celulares en la madera y en la fibra siendo más resistente a la hidrólisis que los almidones (fig. 14.6).

El hombre posee enzimas llamadas α-amilasas en la saliva y en los jugos pancreáticos que hidrolizan los enlaces α-1,4-glicosídicos de los almidones, pero no los enlaces β-1,4-glicosídicos de la celulosa. Por eso, el hombre no puede digerir la celulosa. Los animales como los caballos, las vacas y las cabras pueden obtener glucosa a partir de la celulosa porque en sus sistemas digestivos hay una bacterias que proporcionan enzimas como la celulasa, capaces de hidrolizar los enlaces β-1,4-glicosídicos.

EJERCICIO RESUELTO 14.8

Estructura de los polisacáridos

Identifica el polisacárido descrito en cada uno de los siguientes casos:

a. un polisacárido que se almacena en el hígado y en los tejidos musculares
b. un polisacárido no ramificado con enlaces β-1,4-glicosídicos
c. un almidón con enlaces α-1,4- y α-1,6-glicosídicos

Investiga tu entorno

Polisacáridos

Lee la información nutricional que aparece en un paquete de galletas saladas, cereales, pan, patatas fritas o pasta. El ingrediente principal de las galletas es la harina, un almidón. Mastica una única galleta durante 4-5 minutos. Una enzima de tu saliva (amilasa) rompe los enlaces del almidón.

PREGUNTAS

1. ¿Cómo están indicados los hidratos de carbono en la etiqueta?
2. ¿Qué otros hidratos de carbono aparecen indicados?
3. ¿Cómo cambia el sabor de la galleta durante el tiempo que la has estado masticando?
4. ¿Qué les ocurre a los almidones de la galleta al reaccionar la enzima amilasa de la saliva con la amilosa o la amilopectina?

SOLUCIÓN

a. glucógeno **b.** celulosa **c.** amilopectina, glucógeno

¡AHORA TÚ!

Tanto la celulosa como la amilosa son polímeros de celulosa sin ramificaciones. ¿En qué se diferencian?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Polisacáridos

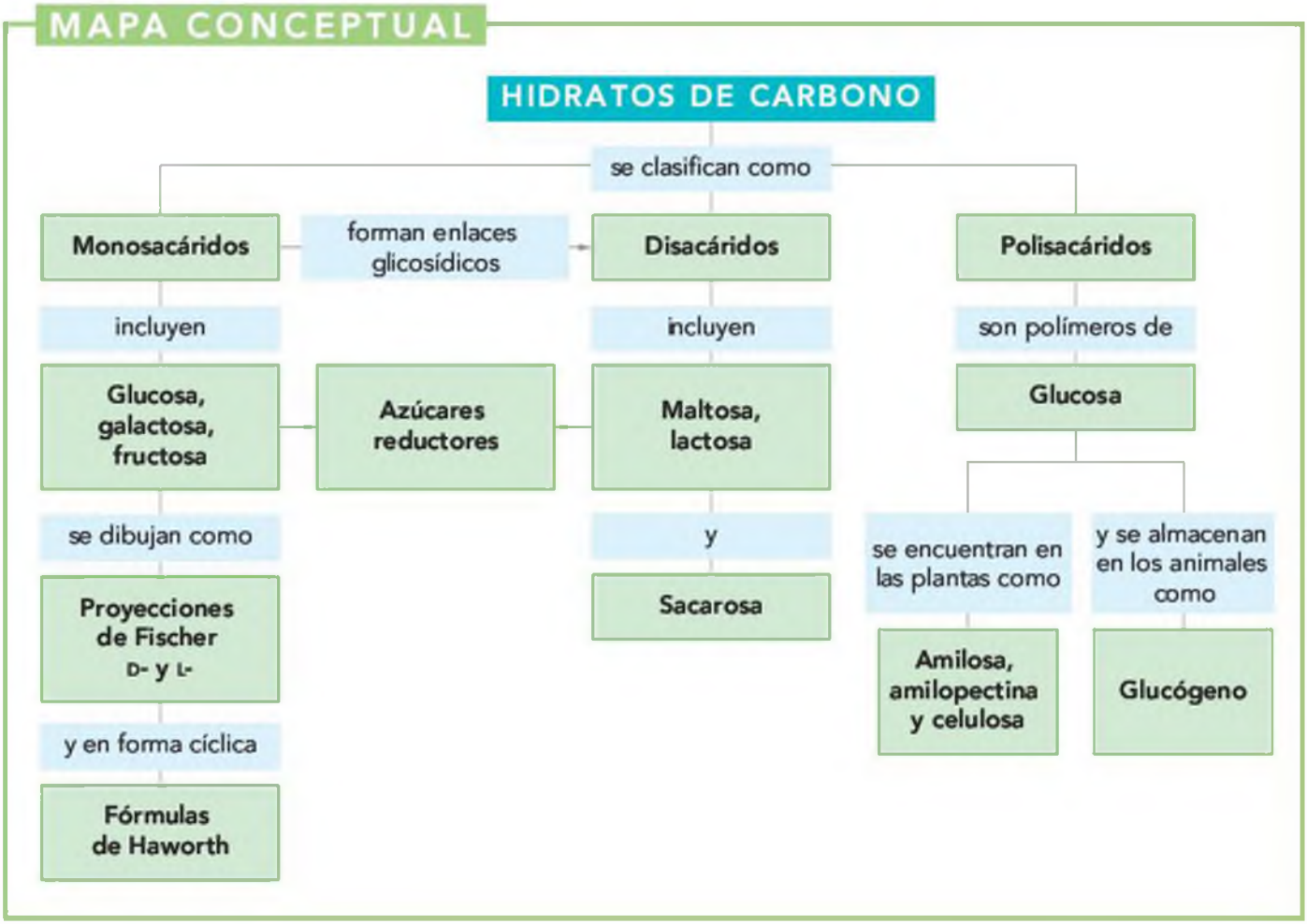
14.39 Describe las semejanzas y diferencias entre las siguientes parejas:
a. amilosa y amilopectina
b. amilopectina y glucógeno

14.40 Describe las semejanzas y diferencias entre las siguientes parejas:
a. amilosa y celulosa
b. celulosa y glucógeno

14.41 Indica el nombre de uno o más polisacáridos que cumplan las siguientes descripciones:
a. no digerible por el hombre
b. la forma de almacenamiento de hidratos de carbono en las plantas
c. contiene únicamente enlaces α-1,4-glicosídicos
d. el polisacárido más ramificado

14.42 Indica el nombre de uno o más polisacáridos que cumplan las siguientes descripciones:
a. la forma de almacenamiento de hidratos de carbono en los animales
b. contiene únicamente enlaces β-1,4-glicosídicos
c. contiene enlaces α-1,4- y α-1,6-glicosídicos
d. forma maltosa durante la digestión

MAPA CONCEPTUAL



¡DE UN VISTAZO!

14.1 Hidratos de carbono

El objetivo es... clasificar un monosacárido como una aldosa o una cetosa e indicar el número de átomos de carbono.

Los hidratos de carbono se clasifican como monosacáridos (azúcares sencillos), disacáridos (2 unidades de monosacárido) y polisacáridos (muchas unidades de polisacáridos). Los monosacáridos son polihidroxialdehídos (aldosas) o polihidroxicetonas (cetosas). Los monosacáridos se clasifican también por su número de átomos de carbono: *triosa, tetrosa, pentosa* o *hexosa.*

14.2 Proyecciones de Fischer de los monosacáridos

El objetivo es... dibujar los isómeros D o L de la glucosa, galactosa y fructosa.

En una proyección de Fischer, se emplean los prefijos D- y L- para distinguir entre imágenes especulares. En un isómero D-, el —OH está a la derecha en el carbono asimétrico más alejado del grupo carbonilo y está a la izquierda en el isómero L. Monosacáridos importantes son las aldohexosas glucosa y galactosa y la cetohexosa fructosa.

14.3 Fórmulas de Haworth de los monosacáridos

El objetivo es... dibujar e identificar las fórmulas de Haworth de los monosacáridos.

La forma predominante de los monosacáridos es un anillo de 5 o 6 átomos. La estructura cíclica se forma cuando un —OH (generalmente el del carbono 5 en las hexosas) reacciona con el grupo carbonilo de la misma molécula. La formación de un nuevo grupo hidroxilo en el carbono 1 proporciona las formas α y β del monosacárido cíclico.

14.4 Propiedades químicas de los monosacáridos

El objetivo es... identificar los productos de oxidación o reducción de monosacáridos, determinar cuándo un hidrato de carbono es un azúcar reductor.

En una aldosa, el grupo aldehído se puede oxidar a ácido carboxílico, mientras que el grupo carbonilo de una aldosa o una cetosa puede reducirse para dar un grupo hidroxilo. Los monosacáridos que son azúcares reductores poseen un grupo aldehído en la forma abierta que puede reducirse.

14.5 Disacáridos

El objetivo es... describir las unidades de monosacárido y las uniones en los disacáridos.

Los disacáridos son 2 unidades de monosacárido unidas por un enlace glicosídico. En los disacáridos más comunes —maltosa, lactosa y sacarosa— hay al menos una unidad de glucosa.

14.6 Polisacáridos

El objetivo es... describir las características estructurales de la amilosa, amilopectina, glucógeno, y celulosa.

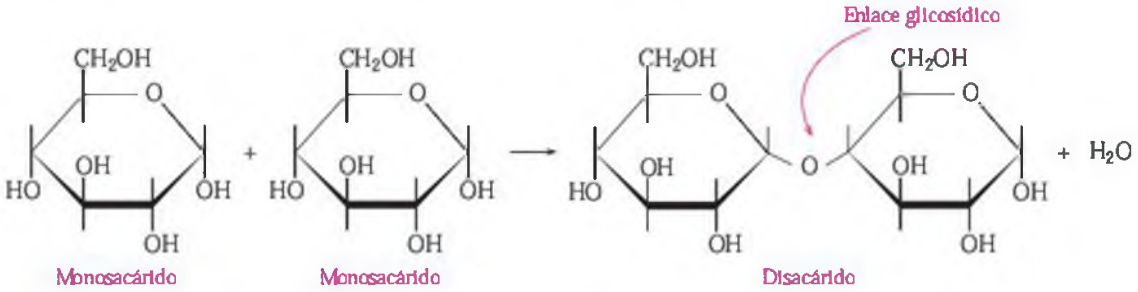
Los polisacáridos son polímeros de unidades de monosacáridos. La amilosa es una cadena sin ramificar de glucosa con enlaces α-1,4-glicosídicos, y la amilopectina es un polímero ramificado de glucosa con enlaces α-1,4- y α-1,6-glicosídicos. El glucógeno, la forma de almacenar glucosa en los animales, es similar a la amilopectina, pero más ramificado. La celulosa es también un polímero de glucosa, pero en la celulosa los enlaces glicosídicos son enlaces β-1,4- en lugar de los α-1,4- de la amilosa.

HIDRATOS DE CARBONO. RESUMEN

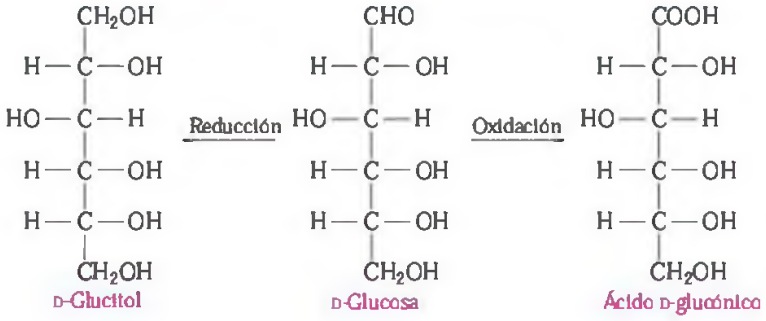
Hidrato de carbono	Fuentes alimentarias	
Monosacáridos		
Glucosa	Zumos de frutas, miel, jarabe de maíz	
Galactosa	Hidrólisis de lactosa	
Fructosa	Zumos de frutas, miel, hidrólisis de la sacarosa	
Disacáridos		**Monosacáridos**
Maltosa	Brotes de cereales, hidrólisis del almidón	Glucosa + glucosa
Lactosa	Leche, yogur, helados	Glucosa + galactosa
Sacarosa	Caña de azúcar, remolacha azucarera	Glucosa + fructosa
Polisacáridos		
Amilosa	Arroz, trigo, cereales	Polímero no ramificado de glucosa unido por enlaces α-1,4-glicosídicos
Amilopectina	Arroz, trigo, cereales	Polímero ramificado de glucosa unido por enlaces α-1,4- y α-1,6-glicosídicos
Glucógeno	Hígado, músculos	Polímero muy ramificado de glucosa unido por enlaces α-1,4- y α-1,6-glicosídicos
Celulosa	Fibra vegetal, salvado, judías, apio	Polímero no ramificado de glucosa unido por enlaces β-1,4-glicosídicos

REACCIONES. RESUMEN

FORMACIÓN DE DISACÁRIDOS



OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN DE MONOSACÁRIDOS



HIDRÓLISIS DE DISACÁRIDOS

Sacarosa + H_2O ⟶ glucosa + fructosa
Lactosa + H_2O ⟶ glucosa + galactosa
Maltosa + H_2O ⟶ glucosa + glucosa

TÉRMINOS CLAVE

Aldosa Monosacárido que contiene un grupo aldehído.

Amilopectina Polímero ramificado análogo al almidón compuesto por unidades de glucosa conectadas por enlaces α-1,4- y α-1,6-glicosídicos.

Amilosa Polímero sin ramificar análogo al almidón formado por unidades de glucosa conectadas por enlaces α-1,4-glicosídicos.

Azúcar reductor Hidrato de carbono con un grupo aldehído capaz de reducir el Cu^{2+} del reactivo Benedict.

Celulosa Polisacárido no ramificado formado por unidades de glucosa conectadas por enlaces β-1,4-glicosídicos que no puede ser hidrolizado en el sistema digestivo del hombre.

Cetosa Monosacárido que posee un grupo cetona.

Disacáridos Hidratos de carbono formados por 2 monosacáridos unidos por un enlace glicosídico.

Enlace glicosídico Enlace que se forma cuando el grupo hidroxilo de un monosacárido (el originado a partir del grupo carbonilo) reacciona con un grupo hidroxilo de otro monosacárido. Este tipo de enlace es el que une a los monosacáridos en los di- o polisacáridos.

Fórmula de Haworth Estructura cíclica de un monosacárido.

Fructosa Monosacárido, también llamado levulosa y azúcar de la fruta, que se encuentra en la miel y en los zumos de frutas; está combinado con la glucosa en la sacarosa.

Galactosa Monosacárido que se encuentra combinado con la glucosa en la lactosa.

Glucógeno Polisacárido formado en el hígado y en los músculos para el almacenamiento de glucosa como reserva energética. Está formado por glucosa en un polímero muy ramificado unido por enlaces α-1,4- y α-1,6-glicosídicos.

Glucosa Monosacárido de presencia mayoritaria en la dieta. Una aldohexosa que se encuentra en las frutas, verduras, jarabe de maíz y miel y que también se conoce como azúcar de la sangre o dextrosa. Muchos polisacáridos son polímeros de glucosa.

Hidrato de carbono Azúcar sencillo o complejo formado por carbono, hidrógeno y oxígeno.

Lactosa Disacárido formado por glucosa y galactosa que se encuentra en la leche y productos lácteos.

Maltosa Disacárido formado por 2 unidades de glucosa; se obtiene a partir de la hidrólisis del almidón y en los granos germinados.

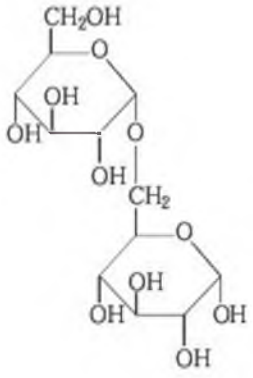
Monosacárido Polihidroxicompuesto que posee un grupo aldehído o cetona.

Polisacárido Polímero de muchas unidades de monosacáridos, generalmente glucosa. Los polisacáridos se diferencian en los tipos de enlaces glicosídicos y en la cantidad de ramificaciones en el polímero.

Sacarosa Disacárido formado por glucosa y fructosa; un azúcar no reductor, generalmente llamado *azúcar*.

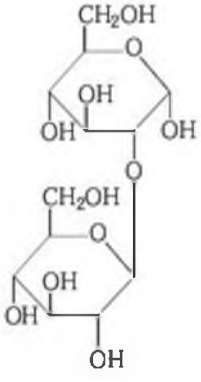
COMPRENDER LOS CONCEPTOS

14.43 La isomaltosa, que se obtiene a partir del almidón, tiene la siguiente fórmula de Haworth:



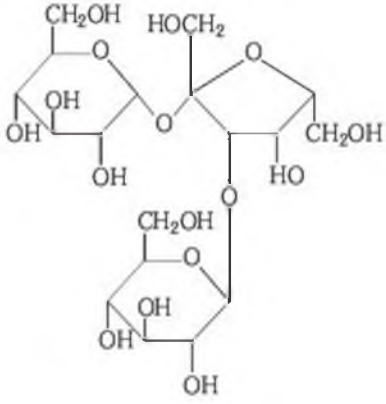
a. La isomaltosa ¿es un mono-, di- o polisacárido?
b. ¿Cuáles son los monosacáridos de la isomaltosa?
c. ¿Cómo es el enlace glicosídico en la isomaltosa?
d. ¿Se trata de la forma α o la β de la isomaltosa?
e. ¿Es la isomaltosa un azúcar reductor?

14.44 La soforosa, un hidrato de carbono que se encuentra en ciertos tipos de judías, tiene la siguiente fórmula de Haworth:



a. La soforosa, ¿es un mono-, di- o polisacárido?
b. ¿Cuáles son los monosacáridos de la soforosa?
c. ¿Cómo es el enlace glicosídico en la soforosa?
d. ¿Se trata de la forma α o la β de la soforosa?
e. ¿Es la soforosa un azúcar reductor?

14.45 La melezitosa, un hidrato de carbono que se encuentra en la savia de los árboles, tiene la siguiente fórmula de Haworth:



a. La melezitosa, ¿es un mono-, di- o polisacárido?
b. ¿Qué aldohexosa forma parte de la melezitosa?

14.46 ¿Cuáles son los disacáridos o polisacáridos presentes en cada uno de los siguientes casos?

(a)

(b)

(c)

(d)

EJERCICIOS Y PROBLEMAS ADICIONALES

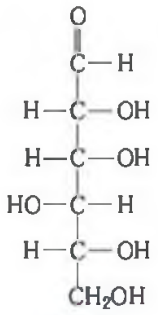
14.47 ¿Cuáles son las diferencias en las proyecciones de Fischer de la D-fructosa y la D-galactosa?

14.48 ¿Cuáles son las diferencias en las proyecciones de Fischer de la D-glucosa y la D-fructosa?

14.49 ¿Cuáles son las diferencias en las proyecciones de Fischer de la D-galactosa y la L-galactosa?

14.50 ¿Cuáles son las diferencias en las proyecciones de Haworth de la α-D-glucosa y la β-D-glucosa?

14.51 Observa el azúcar D-gulosa:



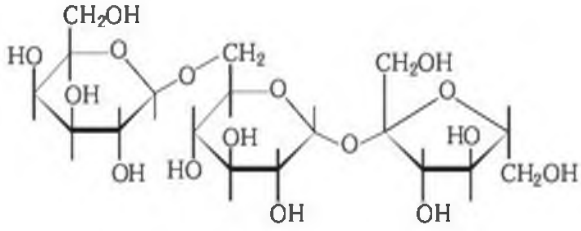
D-Gulosa

a. Dibuja la proyección de Fischer para la L-gulosa.
b. Dibuja las fórmulas de Haworth para la α- y β-D-gulosa.

14.52 Teniendo en cuenta la estructura de cadena abierta para la D-gulosa de la cuestión 14.51:
a. Dibuja la estructura y nombra el producto formado en la reducción de la D-gulosa.
b. Dibuja la estructura y nombra el producto formado en la oxidación de la D-gulosa.

14.53 El D-sorbitol, un edulcorante que se encuentra en las algas y en las bayas, contiene únicamente grupos funcionales hidroxilo. Cuando se oxida el D-sorbitol, se forma D-glucosa. Dibuja la proyección de Fischer del D-sorbitol.

14.54 La rafinosa es un trisacárido que se encuentra en el maná australiano y en las semillas de algodón. Está formado por 3 monosacáridos diferentes; identifícalos.



14.55 Si se disuelve α-galactosa en agua, acaba apareciendo también β-galactosa. Explica cómo ocurre.

14.56 ¿Por qué la lactosa y la maltosa son azúcares reductores y la sacarosa, no?

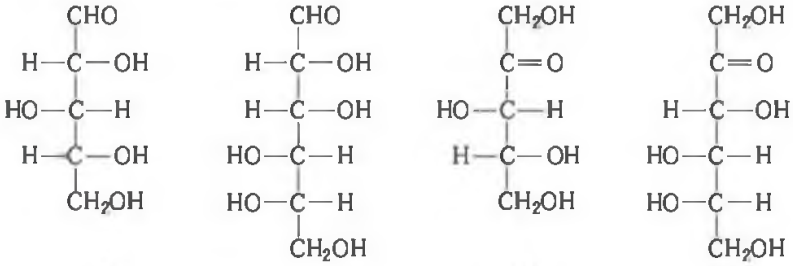
14.57 La β-celobiosa es un disacárido que se obtiene a partir de la hidrólisis de la celulosa. Es bastante similar a la maltosa, salvo que tiene un enlace β-1,4-glicosídico. Dibuja la fórmula de Haworth de la β-celobiosa.

14.58 El disacárido trehalosa que se encuentra en los hongos está formado por 2 unidades de α-D-glucosa unidos por un enlace α-1,1-glicosídico. Dibuja la fórmula de Haworth de la trehalosa.

¡ACEPTA EL RETO!

14.59 La genciobiosa se encuentra en el azafrán.
a. La genciobiosa contiene 2 moléculas de glucosa unidas por un enlace β-1,6-glicosídico. Dibuja la fórmula de Haworth de la β-genciobiosa.
b. ¿Es un azúcar reductor la genciobiosa? Explícalo.

14.60 Identifica las fórmulas de cadena abierta que se ajustan a cada uno de los siguientes ejemplos:
a. el isómero L de la manosa
b. una cetopentosa
c. una aldopentosa
d. una cetohexosa



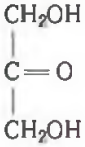
A **B** **C** **D**

RESPUESTAS

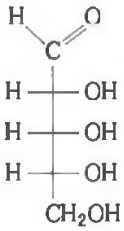
Respuestas de *¡Ahora tú!*

14.1 un monosacárido

14.2

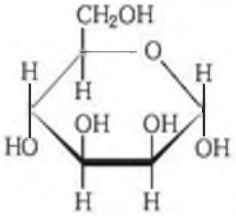


14.3



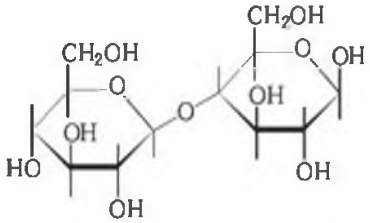
14.4 La ribulosa es una cetopentosa.

14.5



14.6 Esto indica un elevado nivel de azúcar reductor en la orina (probablemente glucosa). Una causa común de esta condición es la diabetes mellitus.

14.7



14.8 La celulosa está formada por unidades de glucosa conectadas por enlaces β-1,4-glicosídicos, mientras que las unidades de glucosa de la amilosa están enlazados por enlaces α-1,4-glicosídicos.

Respuestas de los *Ejercicios y problemas* seleccionados

14.1 La fotosíntesis necesita CO_2, H_2O y la energía del sol. La respiración necesita O_2 del aire y glucosa de los alimentos.

14.3 Los monosacáridos pueden ser una cadena de 3 a 8 átomos de carbono: uno es un grupo carbonilo como aldehído o cetona, y el resto se unen a grupos hidroxilo. Un monosacárido no puede romperse o hidrolizarse en hidratos de carbono más pequeños. Un disacárido está formado por 2 unidades de monosacárido unidas entre sí y que pueden separarse.

14.5 Los grupos hidroxilo se encuentran en todos los monosacáridos junto con un grupo carbonilo en el primer o segundo carbono.

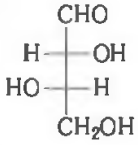
14.7 Una cetopentosa tiene grupos funcionales hidroxilo y cetona y tiene 5 átomos de carbono.

14.9 **a.** cetosa **b.** aldosa **c.** cetosa **d.** aldosa **e.** aldosa

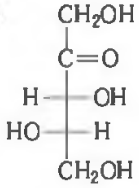
14.11 En el isómero D, el —OH del carbono quiral en la parte de abajo de la cadena está hacia el lado derecho, mientras que en el isómero L el —OH aparece hacia la izquierda.

14.13 **a.** D **b.** D **c.** L **d.** D

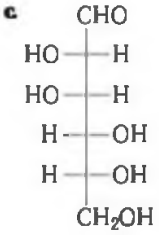
14.15 **a.**



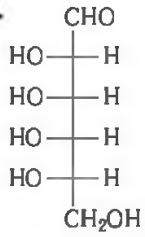
b.



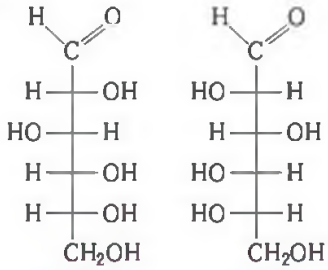
c.



d.



14.17



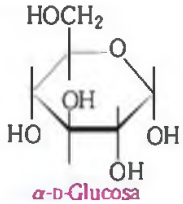
D-Glucosa L-Glucosa

14.19 En la D-galactosa, el hidroxilo del carbono 4 está hacia la izquierda. En la D-glucosa este hidroxilo va hacia la derecha.

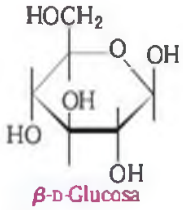
14.21 **a.** glucosa **b.** galactosa **c.** fructosa

14.23 En la estructura cíclica de la glucosa hay 5 átomos de carbono y un átomo de oxígeno.

14.25



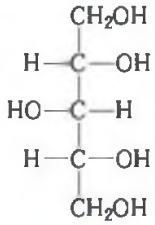
α-D-Glucosa



β-D-Glucosa

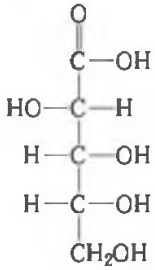
14.27 **a.** forma α **b.** forma β

14.29

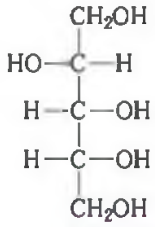


Xilitol

14.31 Producto de oxidación:



Producto de reducción (alcohol del azúcar):



D-Arabitol

14.33 **a.** galactosa y glucosa; enlace β-1,4; β-lactosa
b. glucosa y glucosa; enlace α-1,4; α-maltosa

14.35 **a.** puede oxidarse
b. puede oxidarse

14.37 **a.** sacarosa
b. lactosa
c. maltosa
d. lactosa

14.39 **a.** La amilosa es un polímero no ramificado de unidades de glucosa enlazadas mediante enlaces α-1,4; la amilopectina es un polímero ramificado de unidades de glucosa conectadas por enlaces α-1,4 y α-1,6.
b. La amilopectina, que se produce en las plantas, es un polímero ramificado de unidades de glucosa unidas por enlaces α-1,4 y α-1,6. El glucógeno, que se produce en los animales, es un polímero muy ramificado de glucosa unido por enlaces α-1,4 y α-1,6.

14.41 **a.** celulosa
b. amilosa, amilopectina
c. amilosa
d. glucógeno

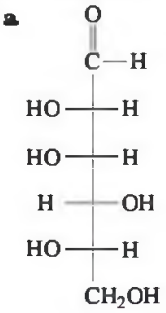
14.43 **a.** disacárido
b. α-glucosa
c. α-1,6
d. α
e. sí

14.45 **a.** trisacárido
b. glucosa

14.47 La D-fructosa es una cetohexosa, mientras que la D-galactosa es una aldohexosa. En la galactosa el —OH del carbono 4 está hacia la izquierda, en la fructosa ese —OH está hacia la derecha.

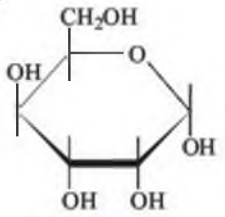
14.49 La D-galactosa es la imagen especular de la L-galactosa. En la D-galactosa. El —OH de los carbonos 2 y 5 está hacia la derecha, y el de los carbonos 3 y 4 está hacia la izquierda. En la L-galactosa los —OH están al contrario; los carbonos 2 y 5 tienen el —OH hacia la izquierda, y los carbonos 3 y 4 tienen el —OH hacia la derecha.

14.51 **a.**

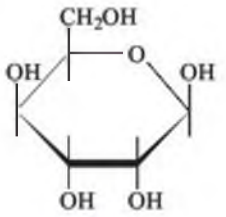


L-Gulosa

b.

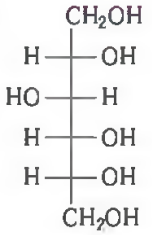


α-D-Gulosa



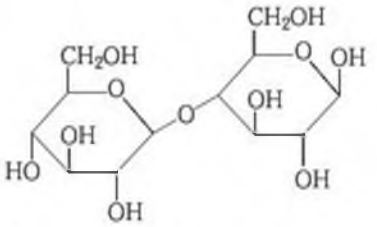
β-D-Gulosa

14.53

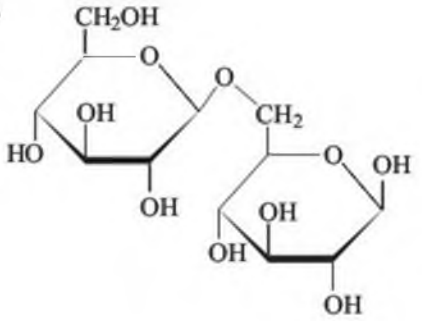


14.55 Cuando la α-galactosa forma una estructura de cadena abierta, puede volverse a cerrar para formar α- o β-galactosa.

14.57



14.59 **a.**



b. Sí. La genciobiosa es un azúcar reductor. El anillo de la derecha puede abrirse para formar un aldehído que puede oxidarse.

15 Lípidos

EN ESTA UNIDAD...

15.1 Lípidos

15.2 Ácidos grasos

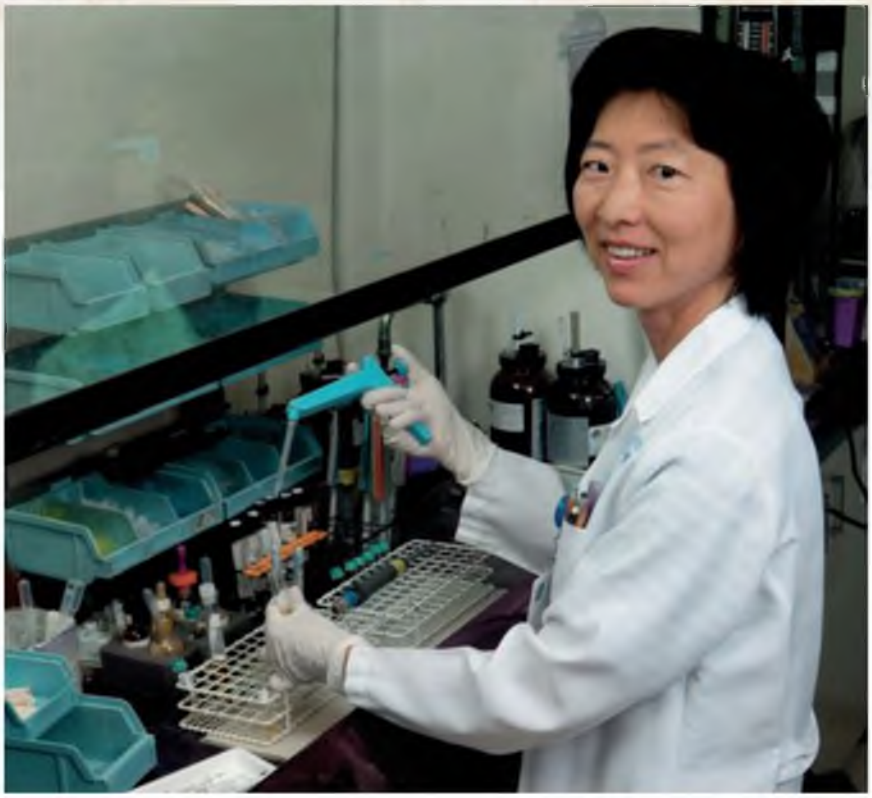
15.3 Ceras, grasas y aceites

15.4 Propiedades químicas de los triacilgliceroles

15.5 Fosfoglicéridos

15.6 Esteroides: colesterol y hormonas esteroideas

15.7 Membranas celulares



«En nuestro laboratorio de toxicología determinamos la presencia de drogas en muestras de orina y sangre», dice Penny Peng, supervisora asistente de química en el laboratorio de toxicología del centro médico Santa Clara Valley. «En primer lugar, aislamos las drogas del fluido y las concentramos hasta que alcancen una concentración suficiente para que nuestros equipos puedan detectarlas. Para aislar las drogas se varía el pH de las disoluciones, que se extraen con disolventes orgánicos como metanol, acetato de etilo o diclorometano. Después, evaporamos prácticamente todo el disolvente orgánico para concentrar cualquier tipo de droga que contenga la disolución. Una pequeña muestra de la disolución concentrada se introduce en un equipo conocido como cromatógrafo de gases, en el que se van separando las drogas a medida que un gas inerte se desplaza por una columna. En los resultados que se obtienen se pueden identificar de 10 a 15 drogas diferentes en una muestra de orina».

the Chemistry place

Visita **www.chemplace.com** y encontrarás cuestiones adicionales, tutoriales interactivos, información profesional, diapositivas en PowerPoint para repasar el capítulo, ayuda para resolver las operaciones matemáticas y casos prácticos.

Cuando hablamos de grasas y aceites, ceras, esteroides, colesterol o vitaminas liposolubles, estamos hablando de lípidos. Los lípidos son compuestos naturales de estructuras diferentes, pero que comparten la característica de ser solubles en disolventes apolares y no en agua. Las grasas, que son una familia de lípidos, cumplen importantes funciones en el organismo, como almacenar energía y proteger y aislar los órganos internos. Otro tipo de lípidos son los que se encuentran en las fibras nerviosas y en las hormonas, que actúan como mensajeros químicos. Como no son solubles en agua, la función principal de los lípidos como componentes de las membranas celulares es separar el contenido interno de la célula del medio extracelular.

En la actualidad hay en general mucha preocupación sobre el contenido de las grasas saturadas y el colesterol en nuestras dietas. Investigaciones recientes ponen de manifiesto que las grasas saturadas y el colesterol están asociados con enfermedades como la diabetes, el cáncer de mama, de páncreas o de colon y la arteriosclerosis, en la que se forman depósitos de material lipídico en las arterias coronarias, conocidos como *placas de ateroma*. En la arteriosclerosis las placas formadas restringen la circulación de la sangre a los tejidos, causando la necrosis (o muerte) de los mismos. Una acumulación de dicha placa en el corazón puede provocar un *infarto de miocardio* (o infarto cardiaco).

El American Institute for Cancer Research (AICR) recomienda aumentar el contenido en fibra y almidón en la dieta para mejorar la salud. Se puede conseguir una dieta saludable aumentando la proporción de frutas, verduras y cereales integrales en nuestras comidas, en combinación con cantidades moderadas de alimentos con un nivel bajo en grasas y colesterol, como el pescado, el pollo, carnes poco grasas y productos desnatados. El AICR también recomienda disminuir la ingesta de alimentos con un alto contenido en grasas y colesterol, como los huevos, las nueces, carnes grasas o vísceras, queso, mantequilla y aceites de palma y coco.

EL OBJETIVO ES...

describir los tipos de lípidos que existen.

the Chemistry place

WEB TUTORIAL
Fats

15.1 LÍPIDOS

Los **lípidos** son una familia de biomoléculas que se caracterizan por ser solubles en disolventes orgánicos pero no en agua. La palabra *lípido* proviene del término griego *lipos*, que significa «grasa» o «tocino». El contenido lipídico de una célula se puede extraer fácilmente empleando un disolvente no polar, como el éter o el cloroformo. Los lípidos son componentes importantes de las membranas celulares, las vitaminas liposolubles y las hormonas esteroideas.

Tipos de lípidos

Dentro de la familia de los lípidos hay diferentes estructuras que permiten clasificar los lípidos en varias categorías. Los lípidos como las ceras, grasas, aceites y fosfoglicéridos son ésteres que se pueden hidrolizar a ácidos grasos y a otros productos que contienen un grupo hidroxilo. Otro tipo de lípidos, los esteroides, se caracterizan por contener un núcleo de esterano, que se compone de carbono e hidrógeno formando 4 anillos fusionados. Estos lípidos no contienen ácidos grasos y no sufren hidrólisis. La figura 15.1 resume los diferentes tipos de lípidos que veremos en este capítulo y su estructura general.

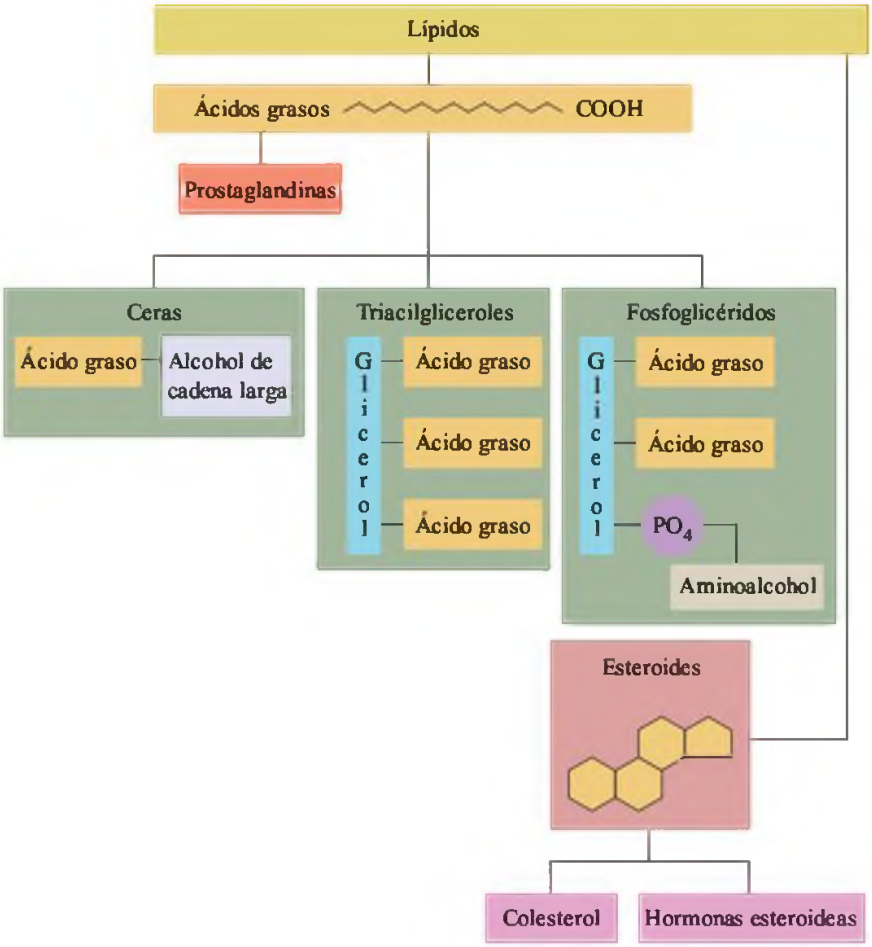


FIGURA 15.1 Estructuras de algunos lípidos que son compuestos naturales en células y tejidos.

P ¿Qué propiedad química tienen en común las ceras, los triacilgliceroles y los esteroides?

EJERCICIO RESUELTO 15.1

Tipos de lípidos

¿Qué tipo de lípido no contiene ácidos grasos?

SOLUCIÓN

Los esteroides son un grupo de lípidos que no tienen ácidos grasos.

¡AHORA TÚ!

¿Cuáles son los componentes de los fosfoglicéridos?

Investiga tu entorno

Solubilidad de grasas y aceites

Pon agua en un recipiente y añade una gota de aceite vegetal. Añade algunas gotas más de aceite. A continuación, vierte algunas gotas de jabón líquido y mezcla la disolución. Observa su aspecto.

Pon una pequeña cantidad de una grasa como margarina, mantequilla, manteca o aceite vegetal en un plato. Vierte agua sobre ella y observa qué sucede. Mezcla un poco de jabón con la grasa y vuelve a añadir agua. Comprueba qué sucede.

PREGUNTAS

1. ¿Se separan o se mezclan las gotas de aceite en el agua? Justifica tu respuesta.
2. ¿Cómo afecta el jabón a la capa de aceite?
3. ¿Por qué no se limpia la grasa del plato solo con agua?
4. En general, ¿cuál es la solubilidad de los lípidos en agua?
5. ¿Por qué ayuda el jabón a quitar la grasa del plato?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Lípidos

15.1 Indica alguna de las funciones de los lípidos en el organismo.

15.2 ¿Cuáles son los distintos tipos de lípidos?

15.3 Los lípidos no son solubles en agua. ¿Son moléculas polares o apolares?

15.4 ¿Cuáles de los siguientes disolventes emplearías para disolver un aceite?

a. agua
b. CCl_4
c. dietiléter
d. benceno
e. disolución de NaCl

EL OBJETIVO ES...

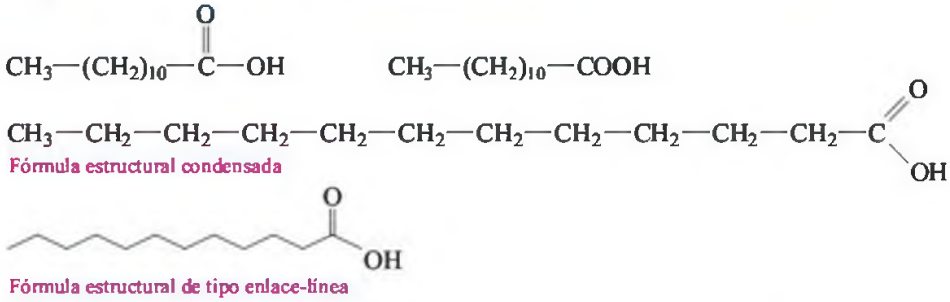
formular las estructuras de los principales ácidos grasos e identificarlos como saturados o insaturados.

15.2 ÁCIDOS GRASOS

Los ácidos grasos son los lípidos más sencillos que existen, y se pueden encontrar constituyendo la estructura de lípidos más complejos. Un **ácido graso** contiene una larga cadena alquílica sin ramificaciones terminada en un grupo ácido carboxílico. Aunque el grupo ácido carboxílico es hidrofílico, la larga cadena hidrocarbonada hace que los ácidos grasos de cadena larga sean insolubles en agua.

Los ácidos grasos naturales tienen un número par de átomos de carbono, normalmente entre 10 y 20. Un ejemplo de ácido graso es el ácido láurico, un ácido con 12 átomos de carbono que se encuentra en el aceite de coco. En la representación simplificada de un ácido graso denominada fórmula enlace-línea, la cadena hidrocarbonada se representa como una línea en zigzag que indica los enlaces entre los átomos de carbono. En la representación lineal en zigzag de un ácido graso los extremos y los vértices corresponden a los átomos de carbono. La fórmula estructural del ácido láurico se puede escribir de varias formas:

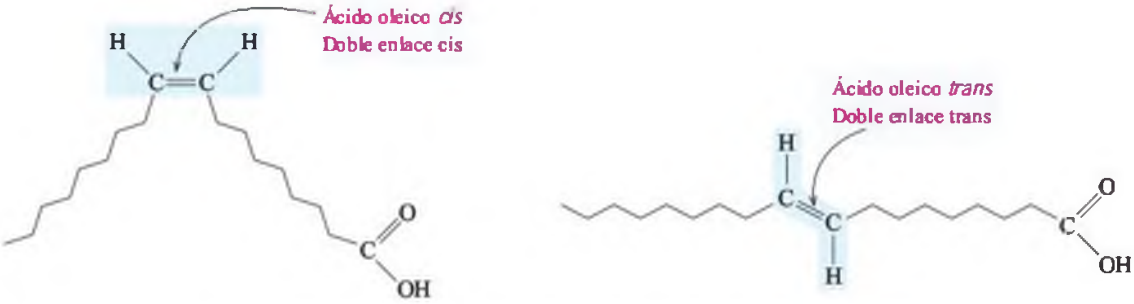
Representación de la fórmula estructural del ácido láurico



En un **ácido graso saturado,** la larga cadena hidrocarbonada es como la de un alcano, ya que solo tiene enlaces sencillos carbono-carbono. En un **ácido graso monoinsaturado,** la larga cadena hidrocarbonada contiene un doble enlace, lo que hace que tenga propiedades similares a las de un alqueno. En un **ácido graso poliinsaturado,** hay al menos 2 enlaces dobles carbono-carbono. En la tabla 15.1 se recogen los ácidos grasos más representativos de los lípidos.

Isómeros cis y trans de ácidos grasos insaturados

Los ácidos grasos insaturados se pueden representar como isómeros cis o trans, de la misma manera que representábamos alquenos cis o trans en el capítulo 11. Por ejemplo, el ácido oleico, un ácido graso monoinsaturado que se encuentra en las aceitunas y en el maíz, tiene un doble enlace en el carbono 9. La estructura cis o trans se indica mediante la alteración o no de la geometría en zigzag del ácido graso en la representación de tipo enlace-línea. La estructura cis es el isómero que prevalece en los ácidos grasos insaturados naturales. En el isómeros cis, la cadena hidrocarbonada sufre un «giro» cuando alcanza la posición del doble enlace. Como se verá más adelante, el enlace cis tiene una gran importancia en las propiedades físicas y en el empleo de los ácidos grasos insaturados.



El cuerpo humano es capaz de sintetizar ácidos grasos a partir de los hidratos de carbono y de otros ácidos grasos. Sin embargo, los humanos no sintetizamos las cantidades necesarias de ácidos grasos poliinsaturados, como el ácido linoleico o el ácido araquidónico, por lo que

TABLA 15.1 Estructura y puntos de ebullición de ácidos grasos comunes

Nombre	Átomos de carbono	Fuente de obtención	Punto de ebullición (°C)	Estructura
Ácidos grasos saturados				
Ácido láurico	12	Coco	43	$CH_3—(CH_2)_{10}—COOH$
Ácido mirístico	14	Nueces	54	$CH_3—(CH_2)_{12}—COOH$
Ácido palmítico	16	Palma	62	$CH_3—(CH_2)_{14}—COOH$
Ácido esteárico	18	Grasas animales	69	$CH_3—(CH_2)_{16}—COOH$
Ácidos grasos monoinsaturados				
Ácido palmitoleico	16	Mantequilla	0	$CH_3—(CH_2)_5—CH{=}CH—(CH_2)_7—COOH$
Ácido oleico	18	Aceitunas, maíz	13	$CH_3—(CH_2)_7—CH{=}CH—(CH_2)_7—COOH$
Ácidos grasos poliinsaturados				
Ácido linoleico	18	Judías verdes, cártamo, girasol	−9	$CH_3—(CH_2)_4—CH{=}CH—CH_2—CH{=}CH—(CH_2)_7—COOH$
Ácido linolénico	18	Maíz	−17	$CH_3—CH_2—CH{=}CH—CH_2—CH{=}CH—CH_2—CH{=}CH—(CH_2)_7—COOH$
Ácido araquidónico	20	Carne, huevos, pescado	−50	$CH_3—(CH_2)_3—(CH_2—CH{=}CH)_4—(CH_2)_3—COOH$

necesitamos incorporarlos a través de la comida. Este tipo de ácidos grasos se denominan *ácidos grasos esenciales*, y su deficiencia puede causar en los niños una dermatitis atópica. El papel de los ácidos grasos en la nutrición de los adultos todavía no está totalmente establecido, pero no suele observarse deficiencia.

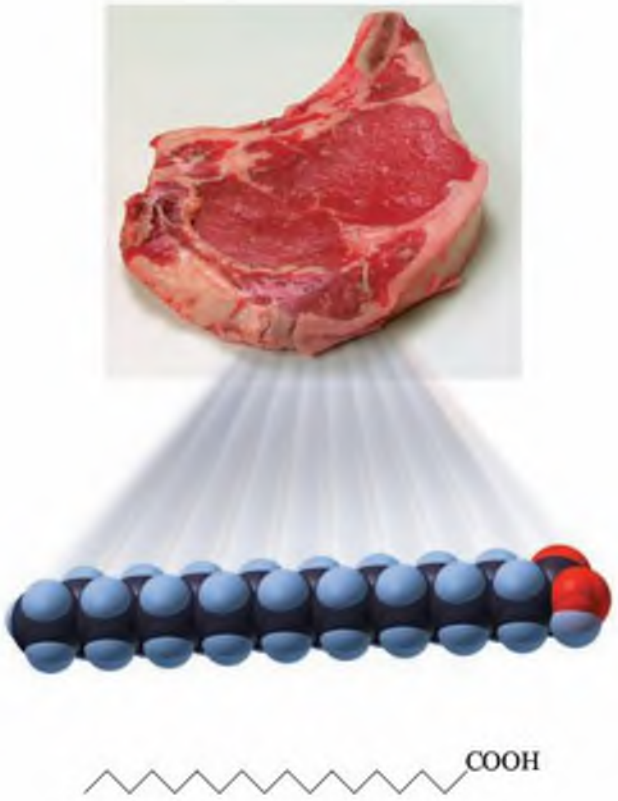
Propiedades físicas de los ácidos grasos

Los ácidos grasos saturados se empaquetan en una estructura regular, debido a las fuertes interacciones atractivas entre las cadenas hidrocarbonadas. Por esta razón, para separar las

cadenas de ácidos grasos y llegar al punto de ebullición es necesario aplicar una importante cantidad de energía y temperaturas elevadas. A medida que aumenta la longitud de la cadena hidrocarbonada, las interacciones entre las cadenas alquílicas son mayores, y los puntos de fusión de los ácidos grasos, también. Los ácidos grasos saturados normalmente son sólidos a temperatura ambiente.

En los ácidos grasos insaturados, la presencia del doble enlace cis hace que la estructura se distorsione, doblándose en otra dirección y perdiendo la forma regular de las moléculas. Por tanto, se requiere una energía menor para separar las moléculas, con lo que los puntos de fusión de las grasas insaturadas son menores que los de las grasas saturadas (fig. 15.2). La mayoría de los ácidos grasos insaturados son aceites a temperatura ambiente.

Los ácidos grasos se podrían asemejar a patatas fritas cortadas en finas rodajas: tienen formas similares y se compactan perfectamente dentro de un paquete. Las patatas fritas que fuesen irregulares o quedaran retorcidas serían ácidos grasos insaturados, que harían que el empaquetamiento fuese menos homogéneo y por tanto menos compacto.



(a)

(b)

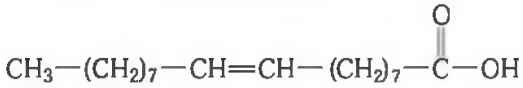
FIGURA 15.2 **(a)** En los ácidos grasos saturados, las moléculas se empaquetan en una estructura regular que hace que los ácidos grasos tengan elevados puntos de fusión (p. f.). **(b)** En los ácidos grasos insaturados las moléculas no adquieren un empaquetamiento compacto, lo que hace que los puntos de fusión sean menores.

P ¿Por qué la presencia del doble enlace cis en los ácidos grasos insaturados afecta a sus puntos de fusión?

EJERCICIO RESUELTO 15.2

Estructura y propiedades de los ácidos grasos

Ten en cuenta la estructura del ácido oleico:



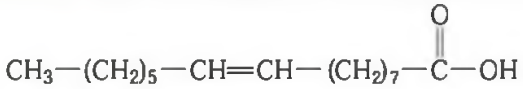
a. ¿Por qué esta estructura es un ácido?
b. ¿Cuántos átomos de carbono tiene el ácido oleico?
c. Indica si se trata de un ácido graso saturado o insaturado.
d. ¿Qué es más probable, que sea líquido o sólido a temperatura ambiente?
e. ¿Será soluble en agua?

SOLUCIÓN

a. El ácido oleico contiene un grupo ácido carboxílico.
b. Tiene 18 átomos de carbono.
c. Es un ácido graso insaturado.
d. Es líquido a temperatura ambiente.
e. No, tiene una larga cadena hidrocarbonada que hace que sea insoluble en agua.

¡AHORA TÚ!

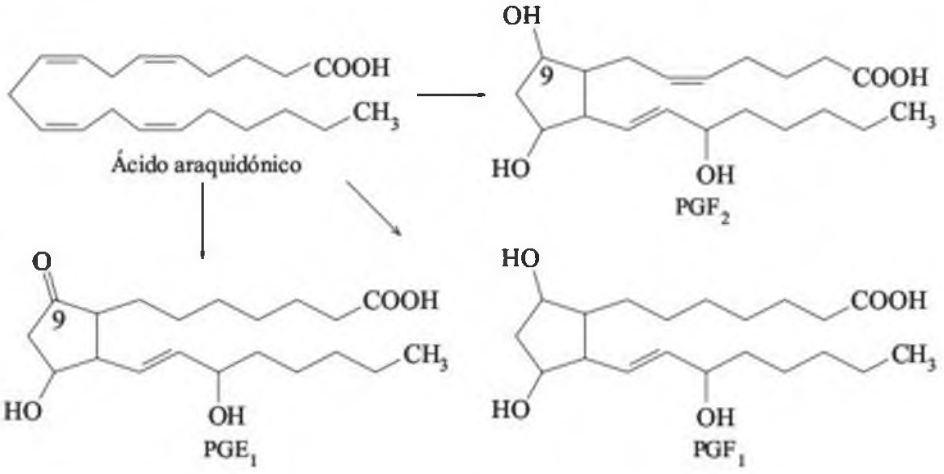
El ácido palmitoleico es un ácido graso con la siguiente fórmula:



a. ¿Cuántos átomos de carbono tiene?
b. ¿Es un ácido graso saturado o insaturado?
c. ¿Qué es más probable, que sea sólido o líquido a temperatura ambiente?

Prostaglandinas

Las **prostaglandinas** son sustancias que pueden actuar como hormonas. Se producen en pequeñas cantidades en la mayoría de las células del organismo. A partir del ácido araquidónico, el ácido graso poliinsaturado de 20 átomos de carbono, se obtienen diferentes tipos de prostaglandinas. Estas también se denominan eicosanoides (*eicos* en griego significa «20»). A la prostaglandina con un grupo cetona en el carbono 9 se la denomina prostaglandina E (PGE), y si en el carbono 9 hay un grupo hidroxilo se trata de prostaglandinas F (PGF). La mayoría de las prostaglandinas tienen grupos hidroxilo en los carbonos 11 y 15. El número de dobles enlaces se indica mediante los subíndices 1 y 2.



Química y salud

Ácidos grasos omega-3 en aceites de pescado

Los mayores beneficios para la salud de las grasas insaturadas con respecto a las saturadas son cada vez más evidentes, por lo que muchas dietas intentan incluir un mayor porcentaje de grasas insaturadas. Las grasas insaturadas contienen 2 tipos de ácidos grasos: omega-3 y omega-6. Desde el extremo que termina en un $—CH_3$, el primer doble enlace se encuentra en el carbono 6 en el ácido graso omega-6, mientras que en el de tipo omega-3, el primer doble enlace se encuentra en el tercer carbono.

El ácido graso omega-6 se encuentra fundamentalmente en los cereales, los aceites de las plantas y los huevos. El ácido graso omega-3 se puede obtener de los pescados de aguas frías como el atún y el salmón. Los beneficios de los ácidos grasos omega-3 se descubrieron cuando se estudió la dieta del pueblo inuit (esquimales) en Alaska, que se caracterizaba por ser rica en grasas y con niveles altos de colesterol en sangre, a pesar de que este pueblo se caracteriza por tener muy pocas enfermedades cardiacas coronarias. Las grasas de la dieta de los inuit son ácidos grasos omega-3, que se obtienen principalmente del pescado.

En la cardiopatía coronaria, el colesterol forma placas que se acumulan en las paredes de las arterias, lo que hace que estas se estrechen. La presión sanguínea aumenta, dado que la sangre tiene que pasar a través de un conducto más estrecho, y a medida que se forma mayor cantidad de placa, existe la posibilidad de que se formen coágulos de sangre que bloqueen las arterias y causen por tanto un infarto de miocardio. Los ácidos grasos omega-3 disminuyen la tendencia a la agregación de las plaquetas sanguíneas, reduciendo por tanto la posibilidad de que se formen coágulos sanguíneos. Sin embargo, los niveles altos de ácidos grasos omega-3 pueden aumentar el sangrado, si la capacidad que tienen las plaquetas de formar coágulos sanguíneos se reduce en exceso. Una dieta que incluya pescados como el salmón, el atún y el arenque proporciona cantidades altas de ácidos grasos omega-3 y ayudan a disminuir la probabilidad de sufrir un infarto de miocardio.

Ácidos grasos omega-6

Ácido linoleico $\underset{1}{CH_3}—(CH_2)_4—\underset{6}{CH}=CH—CH_2—CH=CH—(CH_2)_7—COOH$

Ácido araquidónico $\underset{1}{CH_3}—(CH_2)_4—(\underset{6}{CH}=CH—CH_2)_4—(CH_2)_2—COOH$

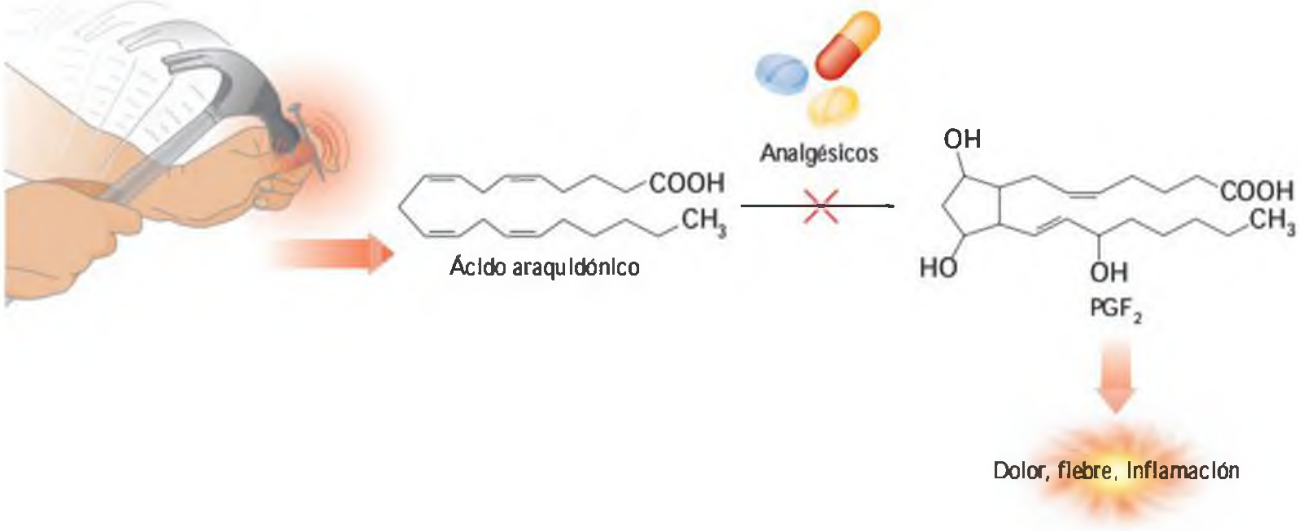
Ácidos grasos omega-3

Ácido linolénico $\underset{1}{CH_3}—\underset{2}{CH_2}—(\underset{3}{CH}=CH—CH_2)_3—(CH_2)_6—COOH$

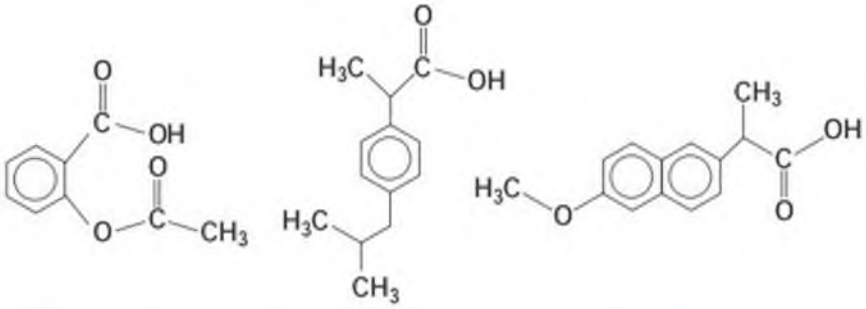
Ácido eicosapentaenoico (EPA) $\underset{1}{CH_3}—\underset{2}{CH_2}—(\underset{3}{CH}=CH—CH_2)_5—(CH_2)_2—COOH$

Ácido docosahexaenoico (DHA) $\underset{1}{CH_3}—\underset{2}{CH_2}—(\underset{3}{CH}=CH—CH_2)_6—CH_2—COOH$

Aunque las prostaglandinas se destruyen fácilmente, tienen un potente efecto fisiológico. Algunas prostaglandinas aumentan la presión sanguínea, mientras que otras hacen que esta disminuya. En el útero, las prostaglandinas provocan la contracción y relajación de la musculatura lisa. También intervienen en la respuesta inflamatoria: cuando los tejidos se dañan, el ácido araquidónico se convierte en prostaglandinas de tipo PGE y PGF, que producen inflamación y dolor en el área afectada.



El tratamiento del dolor, la fiebre y la inflamación se basa en la inhibición de las enzimas que convierten el ácido araquidónico en prostaglandinas. Algunos antiinflamatorios no esteroideos (AINE), como la aspirina, bloquean la producción de prostaglandinas y producen una disminución del dolor, de la inflamación y de la fiebre (antipiréticos). El ibuprofeno tiene un efecto tanto antiinflamatorio como analgésico. Otros AINE son el naproxeno, el ketoprofeno y la nabumetona. Un uso prolongado de estos fármacos puede causar dolencias en el hígado, en los riñones o en el aparato gastrointestinal. Algunas PGE están siendo investigadas como inhibidores de la secreción gástrica en el tratamiento de úlceras de estómago.



Ácido acetilsalicílico — Ibuprofeno — Naproxeno

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Ácidos grasos

15.5 Describe las similitudes y diferencias entre la estructura de un ácido graso saturado y de un ácido graso insaturado.

15.6 Los ácidos esteárico y linoleico tienen 18 átomos de carbono. ¿Por qué el ácido esteárico funde a 69 °C mientras que el linoleico lo hace a −9ºC?

15.7 Representa la fórmula de esqueleto de los siguientes ácidos grasos:
a. ácido palmítico **b.** ácido oleico

15.8 Representa la fórmula de esqueleto de los siguientes ácidos grasos:
a. ácido esteárico **b.** ácido linoleico

15.9 ¿Cuáles de los siguientes ácidos grasos son saturados y cuáles insaturados?
a. ácido láurico **b.** ácido linolénico
c. ácido palmitoleico **d.** ácido esteárico

15.10 ¿Cuáles de los siguientes ácidos grasos son saturados y cuáles insaturados?
a. ácido linoleico **b.** ácido palmítico
c. ácido mirístico **d.** ácido oleico

15.11 ¿En qué se diferencia la estructura de un ácido graso con un doble enlace cis de la de un ácido graso con un doble enlace trans?

15.12 En los siguientes pares de ácidos grasos, identifica el de menor punto de fusión. Justifica tu respuesta.
a. ácido mirístico y ácido esteárico
b. ácido esteárico y ácido linoleico
c. ácido oleico y ácido linolénico

15.13 ¿Qué diferencia hay en la localización del primer doble enlace de los ácidos grasos omega-3 y omega-6? (v. «Química y salud: Ácidos grasos omega-3 en aceites de pescado»).

15.14 **a.** ¿Qué alimentos son fuentes de ácidos grasos omega-3 y omega-6? (v. «Química y salud: Ácidos grasos omega-3 en aceites de pescado»).
b. ¿Cómo disminuyen los ácidos grasos omega-3 el riesgo de sufrir un infarto de miocardio?

15.15 Compara las estructuras y grupos funcionales del ácido araquidónico y la prostaglandina PGE_1.

15.16 Compara las estructuras y grupos funcionales de las prostaglandinas PGF_1 y PGF_2.

15.17 Enumera algunos de los efectos de las prostaglandinas en el organismo.

15.18 ¿Cómo reduce la inflamación un fármaco antiinflamatorio?

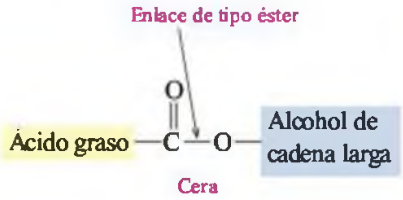
15.3 CERAS, GRASAS Y ACEITES

EL OBJETIVO ES...

formular la estructura de las ceras, grasas y aceites que se obtienen por reacción de un ácido graso y un alcohol o glicerol.

Las ceras se encuentran en muchas plantas y animales. La cera de carnauba de las frutas y de las hojas y tallos de las plantas ayuda a prevenir las pérdidas de agua y los daños que puedan causar los pesticidas. Las ceras de la piel, de los pelos y de las plumas de animales también proporcionan un abrigo resistente al agua. Una **cera** es un éster formado por un ácido graso saturado y un alcohol de cadena larga. Las ceras tienen de 14 a 30 átomos de carbono.

En la tabla 15.2 se recogen las fórmulas de algunas ceras habituales. La cera de abeja que se obtiene de los panales y la cera de carnauba que se obtiene de las hojas de palma se utili-



WEB TUTORIAL
Triacylglycerols

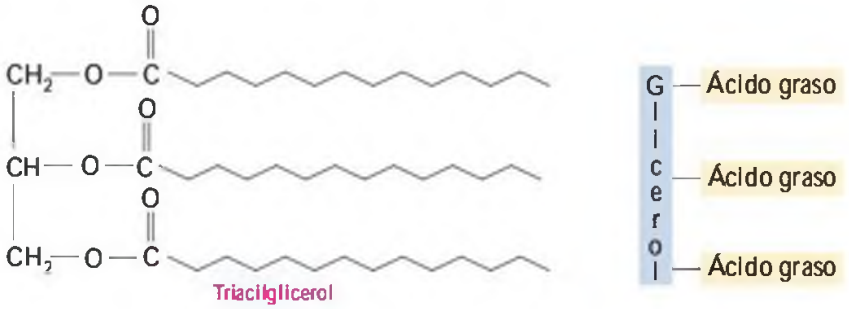
TABLA 15.2 Algunas ceras habituales

Tipo	Fórmula estructural	Fuente de obtención	Empleo
Cera de abeja	$CH_3(CH_2)_{14}-C(=O)-O-(CH_2)_{29}CH_3$	Panal de abejas	Velas, abrillantador de calzado, papel encerado
Cera de carnauba	$CH_3(CH_2)_{24}-C(=O)-O-(CH_2)_{29}CH_3$	Hoja de palma brasileña	Ceras para muebles, coches, suelos y zapatos
Cera de jojoba	$CH_3(CH_2)_{18}-C(=O)-O-(CH_2)_{19}CH_3$	Jojoba	Velas, jabones y cosméticos

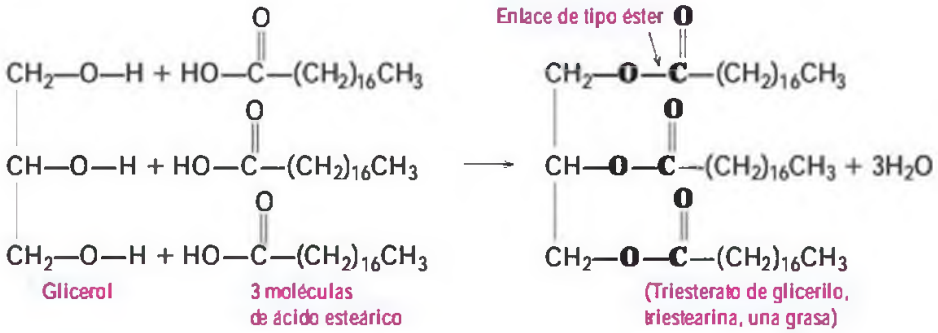
zan como capas protectoras de muebles, coches y suelos. La cera de jojoba se emplea en la fabricación de velas y cosméticos (por ejemplo, barras de labios). La lanolina, una mezcla de ceras que se obtienen de la lana, se usa en lociones faciales y de manos para mejorar la retención de agua y suavizar la piel.

Grasas y aceites

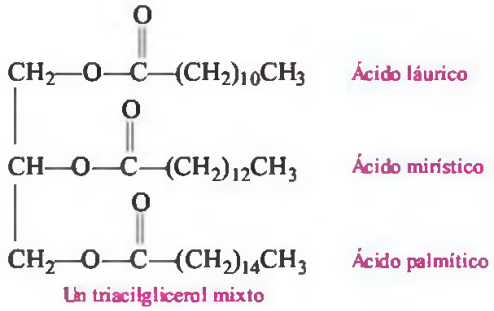
En el organismo, los ácidos grasos se almacenen en forma de grasas y aceites que se denominan **triacilgliceroles** o *triglicéridos*, dado que son triésteres del glicerol (un alcohol trihidroxílico) y distintos ácidos grasos. La fórmula general de un triacilglicerol es la siguiente:



En el capítulo 13 estudiamos la formación de ésteres a partir de alcoholes y ácidos carboxílicos. En un triacilglicerol, los 3 grupos hidroxilo del glicerol forman un enlace de tipo éster con el ácido carboxílico de un ácido graso. Por ejemplo, el glicerol y 3 moléculas de ácido esteárico forman un triesterato de glicerilo conocido por el nombre común de triestearina.



La mayoría de las grasas y los aceites son mezclas de triacilgliceroles que contienen 2 o 3 ácidos grasos diferentes. Por ejemplo, un triacilglicerol mixto se puede formar a partir de los ácidos láurico, mirístico y palmítico. Una posible estructura para este triacilglicerol mixto sería la siguiente:



Los triacilgliceroles son la mejor manera de almacenar energía de la que disponen los animales. Los animales que hibernan ingieren grandes cantidades de plantas, semillas y nueces que contienen elevados niveles de grasas y aceites; pueden acumular alrededor de 14 kilogramos en una semana. A medida que la temperatura externa decrece, el animal entra en hibernación, la temperatura corporal disminuye casi hasta la congelación, con una dramática reducción de la actividad celular, de la respiración y de la frecuencia cardiaca. Los animales que viven en condiciones climatológicas extremas hibernan de 4 a 7 meses, y durante este tiempo las grasas almacenadas son su única fuente de energía.

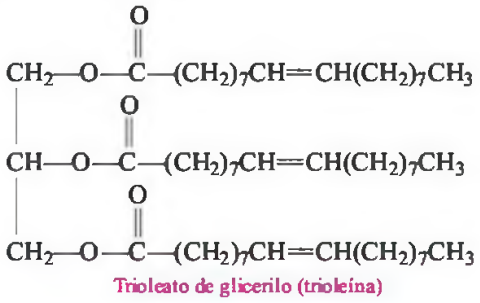
EJERCICIO RESUELTO 15.3

Estructura de los triacilgliceroles

Escribe la fórmula estructural condensada del trioleato de glicerilo (trioleína).

SOLUCIÓN

El trioleato de glicerilo (trioleína) es un triacilglicerol que tiene 3 enlaces éster formados por reacción del glicerol con 3 moléculas de ácido oleico.



¡AHORA TÚ!

Escribe la fórmula estructural condensada del triacilglicerol que contiene 3 moléculas de ácido mirístico.

Puntos de fusión de grasas y aceites

Una **grasa** es un triacilglicerol que es sólido a temperatura ambiente y normalmente proviene de fuentes animales como la carne, la leche entera, la mantequilla y el queso.

Un **aceite** es un triacilglicerol normalmente líquido a temperatura ambiente y que proviene de una fuente vegetal. El aceite de oliva y el aceite de cacahuete son monoinsaturados, ya que contienen grandes cantidades de ácido oleico. Los aceites de maíz, algodón, cártamo y girasol son poliinsaturados, porque contienen grandes cantidades de ácidos grasos con 2 o más dobles enlaces (fig. 15.3). Los aceites de palma y de coco son, por el contrario, sólidos a temperatura ambiente, ya que contienen principalmente ácidos grasos saturados. En la figura 15.4 se recogen las cantidades de ácidos grasos saturados, monoinsaturados y poliinsaturados en algunas grasas y aceites habituales.

Los ácidos grasos saturados tienen puntos de fusión más elevados que los ácidos grasos insaturados, ya que su empaquetamiento es más compacto. Las grasas animales normalmente contienen más ácidos grasos saturados que los aceites vegetales. Por este motivo, los puntos de fusión de las grasas animales son habitualmente mayores que los de los aceites vegetales.

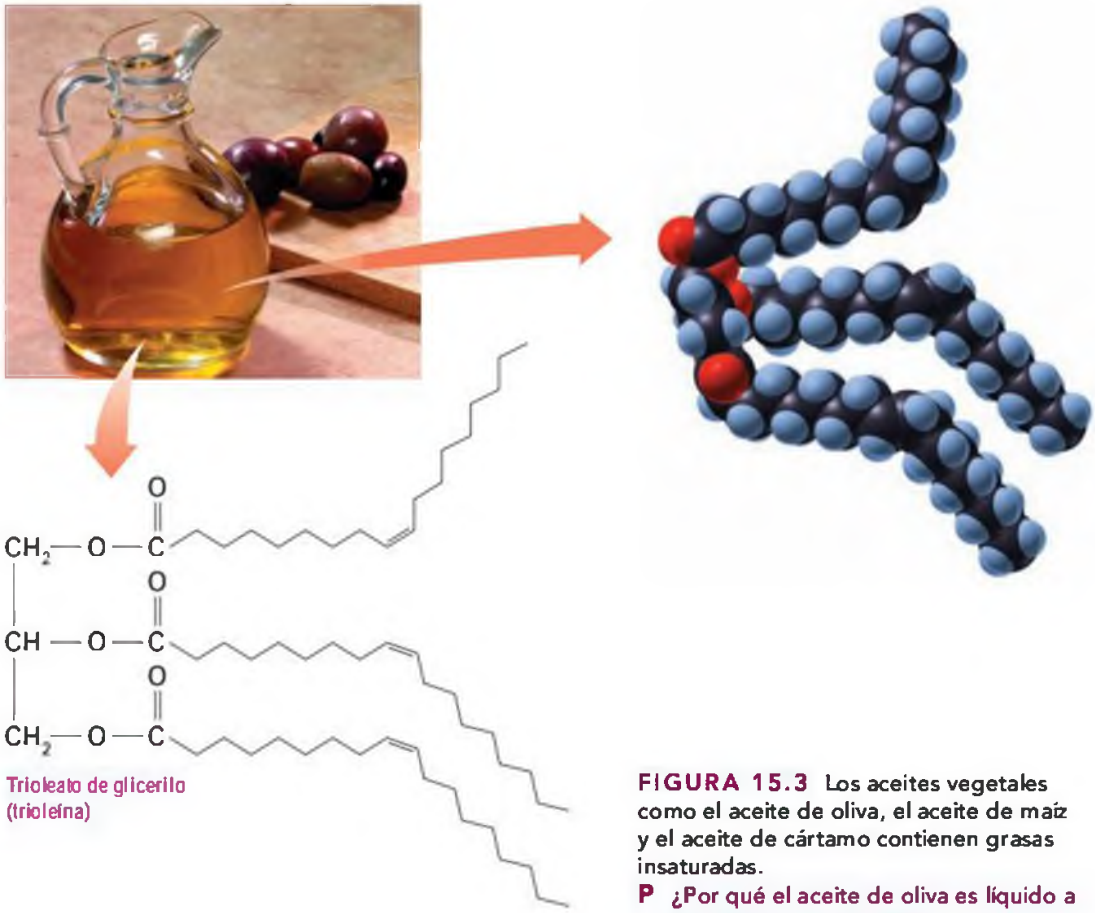


FIGURA 15.3 Los aceites vegetales como el aceite de oliva, el aceite de maíz y el aceite de cártamo contienen grasas insaturadas.
P ¿Por qué el aceite de oliva es líquido a temperatura ambiente?

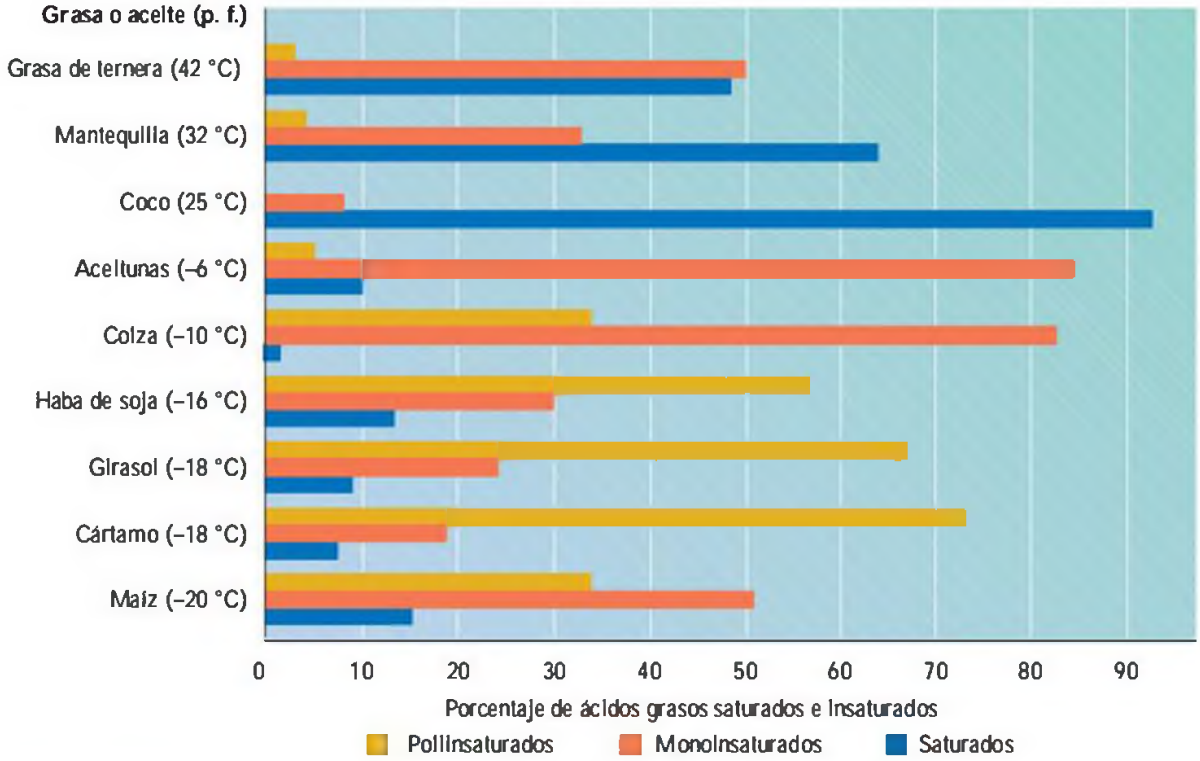


FIGURA 15.4 Los aceites vegetales tienen puntos de fusión bajos porque tienen un mayor contenido en ácidos grasos insaturados que las grasas animales.
P ¿Por qué el punto de fusión de la mantequilla es mayor que el del aceite de oliva o de colza?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Ceras, grasas y aceites

15.19 Formula la estructura del éster de la cera de las abejas formado a partir del alcohol miricílico, $CH_3(CH_2)_{29}OH$, y el ácido palmítico.

15.20 Formula la estructura de un éster en la cera de jojoba que se forma a partir del ácido araquidónico, un ácido graso saturado de 20 átomos de carbono y el 1-docosanol, $CH_3(CH_2)_{21}OH$.

15.21 Formula la estructura del triacilglicerol que contiene ácido esteárico y glicerol.

15.22 Un triacilglicerol mixto contiene 2 moléculas de ácido palmítico y una molécula de ácido oleico. Escribe las 2 posibles estructuras (isómeros) del compuesto.

15.23 Formula la estructura del tripalmitato de glicerilo (tripalmitina).

15.24 Formula la estructura del trioleato de glicerilo (trioleína).

15.25 El aceite de cártamo es poliinsaturado, mientras que el aceite de oliva es monoinsaturado. Explica las diferencias entre ambos.

15.26 ¿Por qué el aceite de oliva tiene un punto de fusión menor que la grasa de mantequilla?

15.27 ¿Por qué el aceite de coco, un aceite vegetal, tiene un punto de fusión similar a las grasas obtenidas de fuentes animales?

15.28 La etiqueta de una botella de aceite de girasol 100% indica que contiene menos grasas saturadas que los principales aceites.

a. ¿Cómo es el porcentaje de grasas saturadas en el aceite de semillas de girasol comparado con el de los aceites de cártamo, maíz y colza? (fig. 15.4)

b. ¿Es verdad lo que dice la etiqueta?

15.4 PROPIEDADES QUÍMICAS DE LOS TRIACILGLICEROLES

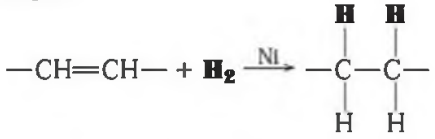
EL OBJETIVO ES...

formular la estructura del producto que se obtiene por reacción de un triacilglicerol con hidrógeno, con un ácido o con una base.

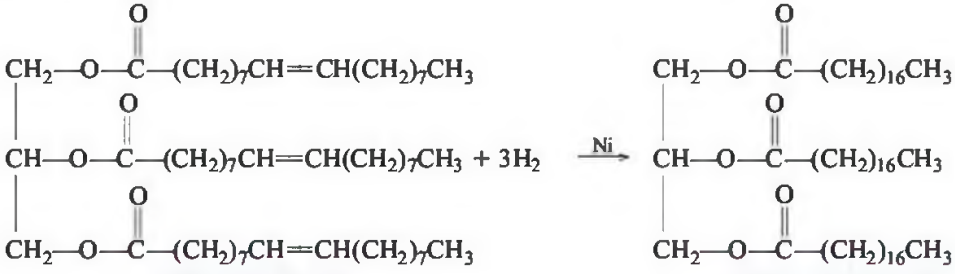
Las reacciones químicas que experimentan los triacilgliceroles (grasas y aceites) son las mismas que estudiamos para alquenos y ésteres. En esta sección estudiaremos la hidrogenación (capítulo 11) y la hidrólisis y saponificación (capítulo 13) de grasas y aceites.

Hidrogenación

En la **hidrogenación** de una grasa insaturada el hidrógeno se adiciona a los dobles enlaces carbono-carbono, convirtiéndolos en enlaces sencillos carbono-carbono. Para llevar a cabo la reacción, se burbujea hidrógeno gas sobre el aceite caliente en presencia de un catalizador de níquel.



Por ejemplo, cuando se adiciona hidrógeno a todos los dobles enlaces del trioleato de glicerilo (trioleína) en presencia de un catalizador de níquel, el producto que se obtiene es la grasa saturada triestearato de glicerilo (triestearina).



Trioleato de glicerilo (trioleína) → Triestearato de glicerilo (triestearina)

En la hidrogenación comercial, la adición de hidrógeno se detiene antes de que todos los dobles enlaces del aceite vegetal líquido se conviertan en saturados. La hidrogenación completa genera un producto frágil y quebradizo, mientras que la hidrogenación parcial del aceite lo convierte en una grasa semisólida de textura ligera. A medida que el aceite vegetal se convierte en más saturado, los puntos de fusión aumentan y la sustancia endurece. Mediante el control de la hidrogenación es posible acceder a diferentes tipos de productos, como margarinas untuosas, margarinas sólidas o mantecas sólidas (fig. 15.5). Aunque estos productos contienen un porcentaje mayor de ácidos grasos saturados que el aceite original,

Química y salud

La grasa artificial *olestra*

En el año 1968, los investigadores en alimentación diseñaron una grasa artificial denominada *olestra* como fuente de nutrición para bebés prematuros, pero no resultó fácilmente digestiva y nunca se usó con este propósito. Este producto artificial tiene el sabor y la textura de una grasa, pero carece de las calorías características.

Para preparar la denominada grasa olestra se emplean ácidos grasos extraídos de los aceites vegetales de semilla de algodón y habas de soja, que se unen a los grupos hidroxilo de la sacarosa. Desde un punto de vista químico, la grasa olestra se compone de 6 a 8 ácidos grasos de cadena larga conectados mediante enlaces tipo éster a un azúcar (la sacarosa), en lugar de a la molécula de glicerol, como las grasas naturales. La olestra es por tanto una molécula muy grande que no puede ser absorbida por las paredes intestinales. Las enzimas y las bacterias del tracto intestinal no son capaces de fragmentar esta estructura y la grasa olestra atraviesa el tracto intestinal sin ser digerida.

En el año 1996, la Food and Drug Administration americana (FDA) aprobó el uso de olestra en patatas fritas, galletas saladas y, en general, en aperitivos fritos. En ese mismo año, los productos en los que se empleaba esta grasa sintética se pusieron a la venta en algunos estados norteamericanos como Iowa, Wisconsin, Indiana y Ohio. A lo largo del año 1997 se empezaron a registrar casos de reacciones adversas que incluían diarreas, calambres abdominales y escapes anales: parecía que la olestra actuaba como una especie de laxante en algunas personas. Sin embargo, los fabricantes de estos productos argumentaron que no había una evidencia directa de que la grasa artificial olestra fuera la causante de estos efectos.

Las grandes moléculas de olestra se pueden combinar con vitaminas liposolubles (A, D, E y K) y con los carotenoides de los alimentos que ingerimos antes de ser absorbidas por la pared intestinal. Los carotenoides son pigmentos vegetales que se obtienen de frutas y verduras y protegen frente al cáncer, las enfermedades cardiacas y la degeneración macular que sufren los ancianos. En la actualidad, la FDA exige a los fabricantes de productos en los que se emplea la grasa sintética olestra que también incluyan las cuatro vitaminas liposolubles mencionadas anteriormente, aunque el empleo de carotenoides no es obligatorio. En EE. UU. y Europa los aperitivos en los que se emplea olestra se venden en la mayoría de los supermercados, y en los próximos años se podrá establecer si esta grasa sin calorías ayuda en realidad a reducir los problemas de obesidad de la población.

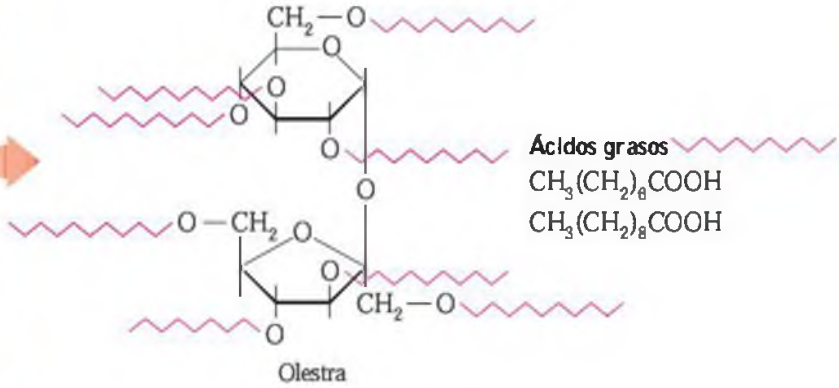
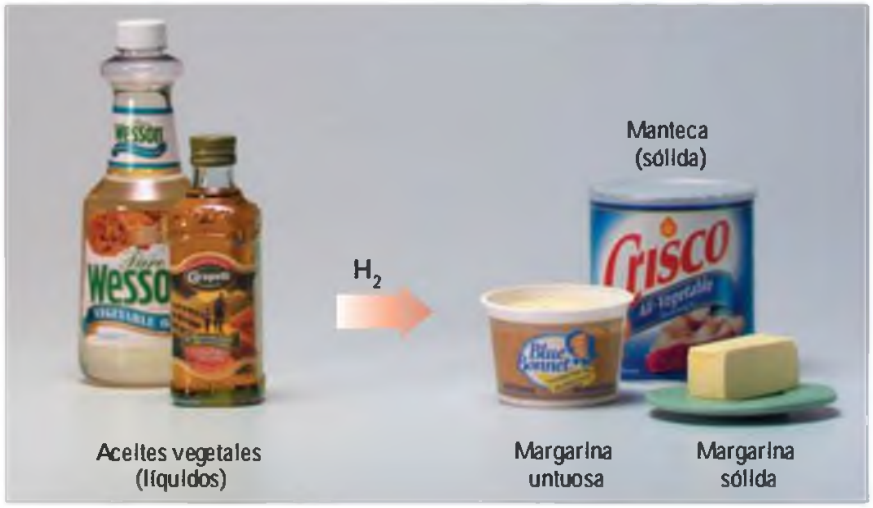


FIGURA 15.5 Muchas margarinas fáciles de untar, margarinas sólidas y mantecas sólidas se producen por hidrogenación parcial de aceites vegetales.

P ¿Cómo afecta la hidrogenación a la estructura de los ácidos grasos de aceites vegetales?



Química y salud

Ácidos grasos trans e hidrogenación. Un ejemplo estadounidense

A principios de los años 90, la margarina se convirtió en un sustituto muy popular de las grasas altamente saturadas, como la mantequilla y la manteca de cerdo. La margarina se produce por hidrogenación parcial de las grasas insaturadas de los aceites vegetales como el aceite de cártamo, el aceite de maíz, el aceite de colza, el aceite de semillas de algodón y el aceite de girasol. Las grasas más saturadas son más resistentes a la oxidación.

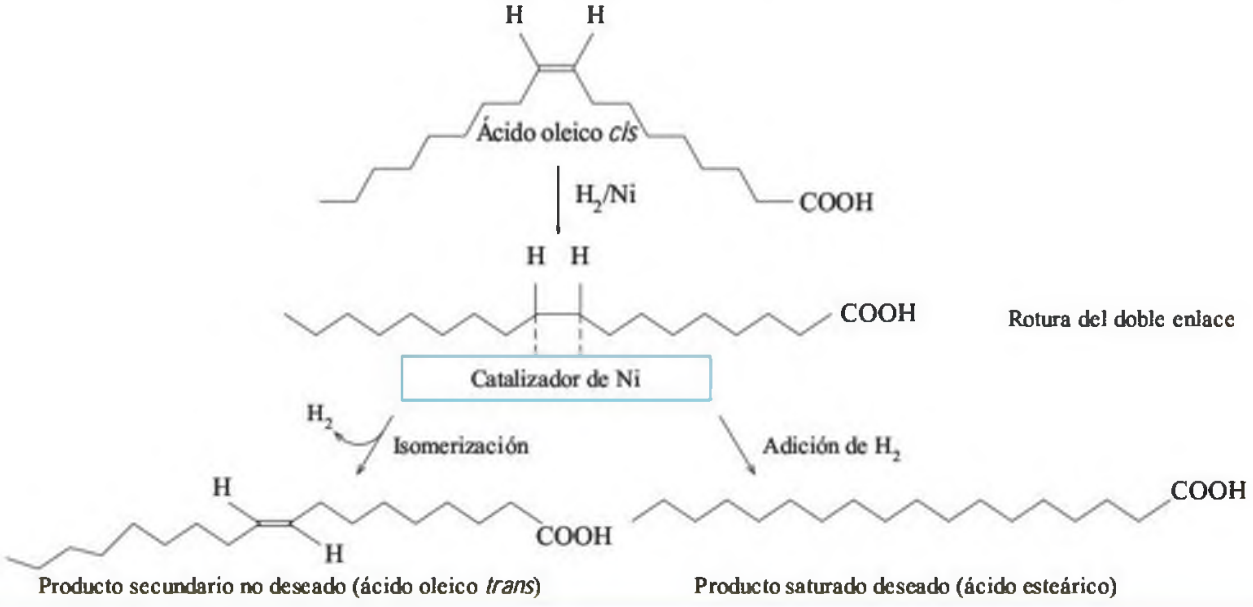
En los aceites vegetales, las grasas insaturadas normalmente contienen dobles enlaces cis. A medida que progresa la reacción de hidrogenación, los dobles enlaces se convierten en enlaces sencillos, pero además algunos de los dobles enlaces cis se convierten en dobles enlaces trans, lo que hace que varíe la estructura completa de los ácidos grasos. Si la etiqueta de un producto indica que el aceite ha sido «parcialmente» o «totalmente hidrogenado», el producto también contiene ácidos grasos trans. En EE. UU. se estima que alrededor del 2-4% de las calorías totales de una persona provienen de los ácidos grasos trans.

Existe cierta preocupación sobre el empleo de ácidos grasos trans, ya que se pueden comportar como ácidos grasos saturados en el organismo al alterarse la estructura original del ácido graso del que provienen. Algunas investigaciones llevadas a cabo en los años 80 pusieron de manifiesto que los ácidos grasos trans tienen un efecto en el colesterol sanguíneo similar al de las grasas saturadas, aunque los resultados de las investigaciones no eran definitivos. Algunos estudios describían el incremento de los niveles de colesterol LDL (colesterol que contienen las lipoproteínas de baja densidad) que se podía acumular en las arterias, debido a la presencia de ácidos grasos trans (las LDL y HDL se describen en el apartado de lipoproteínas al final de este capítulo). Otros estudios también describen cómo los ácidos grasos trans disminuyen el nivel de colesterol HDL (lipoproteínas de alta densidad que transportan el colesterol al hígado para ser excretado), aunque también hay investigaciones en las que no se describen variaciones en el nivel de colesterol HDL. En algunos informes estadounidenses y europeos se describe un aumento del riesgo de padecer cáncer de mama asociado al aumento en la ingesta de ácidos grasos trans. Sin embargo, estos estudios no son concluyentes, y no todas las investigaciones realizadas apoyan estos resultados. Las evidencias actuales no indican con total seguridad que la ingesta de ácidos grasos trans suponga un riesgo significativo de sufrir enfermedades cardiacas. La controversia acerca de los ácidos grasos trans continuará hasta que se realice un mayor número de estudios.

Entre los alimentos que contienen ácidos grasos trans se encuentran la leche, el pan, los alimentos fritos, la carne de ternera picada, los alimentos cocidos al horno, las margarinas, las mantequillas, las galletas dulces y saladas o la manteca vegetal. La American Heart Association recomienda que una margarina no contenga más de 2 gramos de grasas saturadas en una cantidad del tamaño de una cuchara, y que su componente principal sea un aceite vegetal líquido. En particular, se recomienda el empleo de margarinas blandas, que, al estar poco hidrogenadas, son bajas en ácidos grasos trans, o margarinas ligeras, que contienen menos grasas y por tanto menor proporción de ácidos grasos trans.

Muchas organizaciones sanitarias están de acuerdo en que la cantidad de grasa que se consuma al día debe ser inferior al 30% de las calorías (la media para los americanos es de un 34%) y las grasas saturadas deben ser menos del 10% de las calorías totales. Al disminuir la cantidad de grasas ingeridas, disminuye también la proporción de ácidos grasos trans. En EE. UU., la FDA y el U.S. Department of Agriculture están implantando un nuevo sistema para el etiquetado de alimentos en el que se informe a los consumidores del contenido graso de cada producto. La mejor recomendación para los consumidores es que reduzcan la cantidad de grasa en la dieta utilizando las grasas y aceites en muy pequeña cantidad: cocinando con poca o ninguna grasa, sustituyendo el aceite de oliva o el aceite de colza por otros y limitando el uso del aceite de coco y el aceite de palma, que tienen un gran contenido en ácidos grasos saturados.

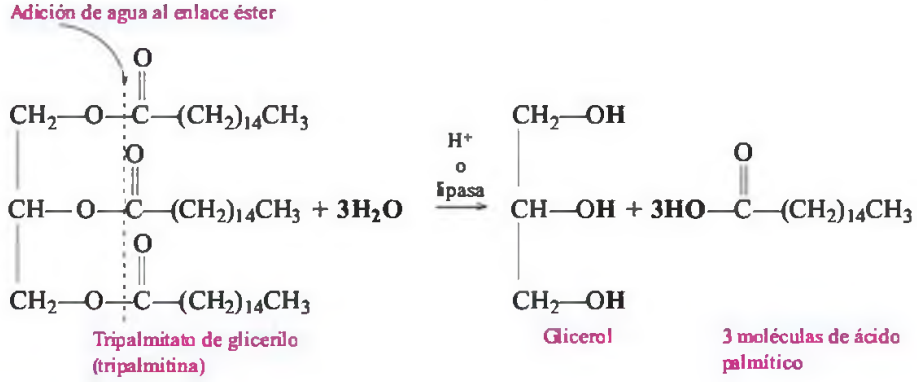
En el mercado hay varios productos que contienen un 0% de ácidos grasos trans, como son la manteca de cacahuete o las cremas de cacahuete para untar, como se indica en sus etiquetas. Sin embargo, dentro de los aceites vegetales, como el aceite de soja y el aceite de colza, se puede encontrar aceite de palma. El aceite de palma tiene un punto de fusión de 30 °C y aumenta el punto de fusión de las mezclas que se formen con él, por lo que llegan a obtenerse productos sólidos a temperatura ambiente. El aceite de palma contiene grandes cantidades de ácidos grasos saturados y tiene un efecto similar en el organismo al del ácido esteárico (carbono 18) o al de las grasas obtenidas de fuentes animales. Los médicos recomiendan que se limite en nuestras dietas la cantidad de grasas saturadas, incluyendo el aceite de palma.



no contienen colesterol, a diferencia de los productos similares que se pueden obtener de fuentes animales como la mantequilla o la manteca de cerdo.

Hidrólisis

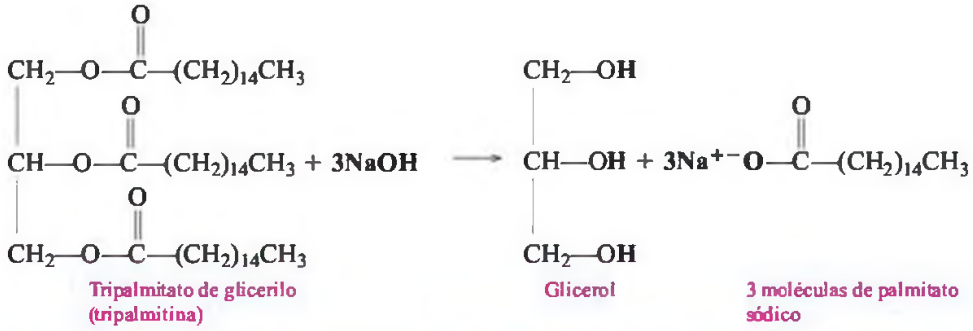
Los triacilgliceroles se hidrolizan (se rompen en su reacción con agua) en presencia de ácidos fuertes o por digestión de las enzimas llamadas *lipasas*. Los productos de hidrólisis de los enlaces éster son el glicerol y 3 ácidos grasos. El glicerol, que es polar, es soluble en agua, mientras que los ácidos grasos, con largas cadenas hidrocarbonadas, no lo son.



Saponificación

Cuando una grasa se calienta en presencia de una base fuerte, como el hidróxido sódico, la saponificación de la grasa proporciona glicerol y las sales sódicas de los ácidos grasos, que son jabones. Cuando se usa NaOH, se obtiene un jabón sólido que se puede moldear con la forma que se desee, mientras que el KOH forma un jabón líquido más suave. Los aceites poliinsaturados forman jabones más blandos. Los nombres como «coco» o «champú de aguacate» indican el tipo de aceite empleado en la reacción.

Grasa o aceite + base fuerte ⟶ glicerol + sales de ácidos grasos (jabones)



Tipos de grasas

Observa las etiquetas de productos que contengan grasas, como la mantequilla, la margarina, los aceites vegetales, la mantequilla de cacahuete y las patatas fritas. Busca términos como *saturado, monoinsaturado, poliinsaturado* y *parcial* o *totalmente hidrogenado*.

PREGUNTAS

1. ¿Cuántos gramos de grasas saturadas, monoinsaturadas y poliinsaturadas hay en una ración del producto?
2. ¿Qué tipo de grasas o aceites hay en los productos?
3. ¿Qué porcentaje del total de grasa es grasa saturada? ¿E insaturada?
4. La etiqueta del envase de una mantequilla de cacahuete indica que los aceites de semillas de algodón y de colza empleados en su fabricación han sido totalmente hidrogenados. ¿Cuáles son los productos que se forman habitualmente al hidrogenar?
5. Por cada envase, determina lo siguiente:
   a. ¿Cuántos gramos de grasa hay en una ración del producto?
   b. Utilizando el valor calórico de la grasa (9 kcal/gramo de grasa), ¿cuántas calorías (kilocalorías) de grasa contiene una ración del producto?
   c. ¿Cuál es el tanto por ciento de grasa en una ración del producto?

Química verde

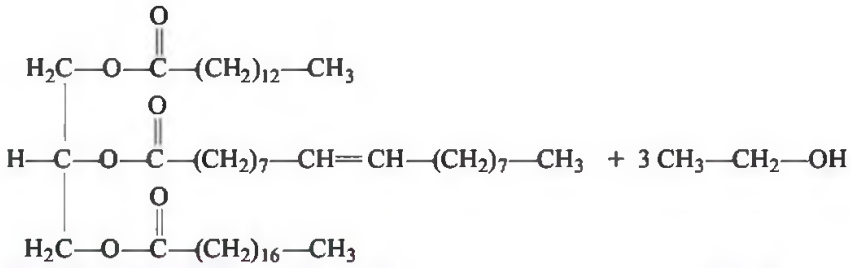
Biodiésel como combustible alternativo

Biodiésel es el nombre que se le da al combustible no derivado del petróleo que se puede utilizar en lugar del combustible diésel. El biodiésel se produce a partir de recursos biológicos renovables, como los aceites vegetales (fundamentalmente el aceite de habas de soja), los aceites vegetales que se desechan de los restaurantes y algunas grasas animales. El biodiésel no es tóxico y es biodegradable.

El biodiésel se prepara a partir de triacilgliceroles y alcoholes (normalmente etanol) para forman ésteres etílicos y glicerol. El glicerol que se obtiene de las grasas se usa en jabones y otro tipo de productos. La reacción a baja temperatura de los triacilgliceroles es catalizada por bases como NaOH o KOH, con lo que se obtiene un alto porcentaje de ésteres de ácidos grasos que constituyen el producto biodiésel.

En muchos casos, los motores diésel necesitan muy pocas modificaciones o incluso ninguna para poder operar con un combustible biodiésel. Los fabricantes de coches, camiones, barcos y tractores diésel tienen diferentes criterios respecto al porcentaje de biodiésel que se debe usar, desde un 2% (B2) mezclado con un combustible diésel estándar al empleo de un 100% de biodiésel puro (B100). Por ejemplo, un combustible B20 es aquel que contiene un 20% en volumen de biodiésel mezclado con un 80% en volumen de diésel de petróleo. En el año 2006, se emplearon $9{,}8 \times 10^8$ millones de litros de biodiésel en EE. UU. Algunas gasolineras en Europa y EE. UU. tienen ya surtidores específicos para biodiésel.

Comparado con el combustible diésel que se obtiene del petróleo, el biodiésel se quema produciendo emisiones mucho menores de dióxido de carbono, de partículas, de hidrocarburos sin quemar y de hidrocarburos aromáticos policíclicos, que causan cáncer de pulmón. El biodiésel contiene muy poco azufre, por lo que tampoco contribuye a la formación de los óxidos de azufre que pueden provocar la lluvia ácida. La energía producida en la combustión del biodiésel es casi la misma que se obtiene del diésel de petróleo.

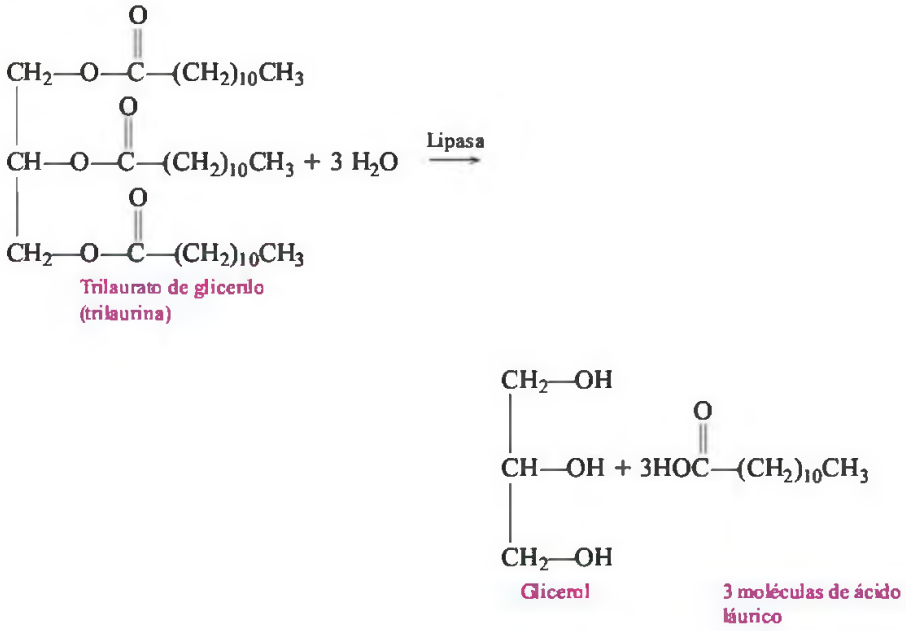


EJERCICIO RESUELTO 15.4

Reacciones de los lípidos

Escribe la ecuación para la reacción de hidrolisis del trilaurato de glicerilo (trilaurina) catalizada por digestión de la enzima lipasa.

SOLUCIÓN



¡AHORA TÚ!

¿Cuál es el nombre del producto que se obtiene cuando un triacilglicerol que contiene ácido oleico y ácido linoleico se hidrogena por completo?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Propiedades químicas de los triacilgliceroles

15.29 Escribe la ecuación de la hidrogenación del trioleato de glicerilo, una grasa que contiene glicerol y 3 moléculas de ácido oleico.

15.30 Escribe la ecuación de la hidrogenación del trilinolenato de glicerilo, una grasa que contiene glicerol y 3 moléculas de ácido linolénico.

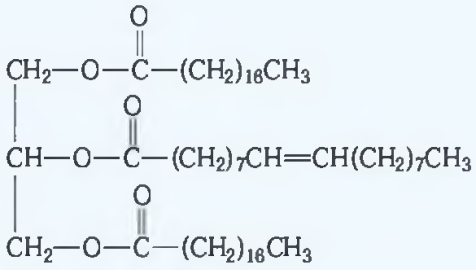
15.31 **a.** Escribe la ecuación de la hidrólisis ácida del trimiristato de glicerilo (trimiristina).
b. Escribe la ecuación para la saponificación con NaOH del trimiristato de glicerilo (trimiristina).

15.32 **a.** Escribe la ecuación de la hidrólisis ácida del trioleato de glicerilo (trioleína).
b. Escribe la ecuación para la saponificación con NaOH del trioleato de glicerilo (trioleína).

15.33 Compara la estructura de un triacilglicerol con la estructura de la grasa artificial olestra (v. «Química y salud: la grasa artificial olestra»).

15.34 Si se hidrogena parcialmente un aceite vegetal:
a. ¿Se convierten todos los dobles enlaces en enlaces sencillos, o solo alguno?
b. ¿Qué les sucede a muchos de los dobles enlaces cis durante la hidrogenación?
c. ¿Cómo se puede reducir la cantidad de ácidos grasos trans en la dieta?

15.35 Formula el producto de hidrogenación del siguiente triacilglicerol:



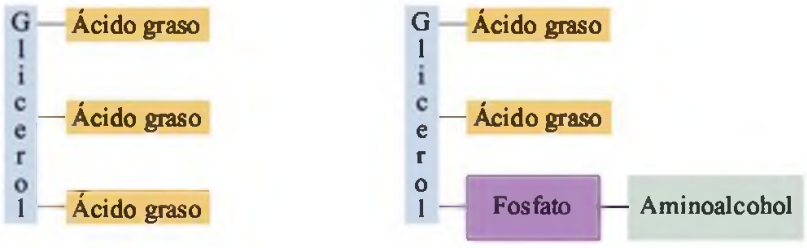
15.36 Formula todos los productos que se obtendrían en la hidrólisis total del triacilglicerol del problema 15.35.

15.5 FOSFOGLICÉRIDOS

EL OBJETIVO ES...

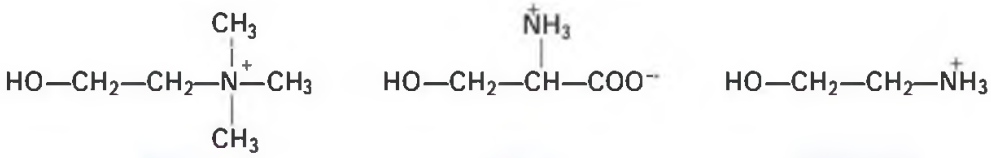
describir las características de los fosfoglicéridos.

Los **fosfoglicéridos** son una familia de lípidos similares a los triacilgliceroles, con la singularidad de que uno de los grupos hidroxilo del glicerol es reemplazado por un éster del ácido fosfórico y un aminoalcohol, unidos a través de un enlace fosfodiéster. Podemos comparar las estructuras generales de triacilgliceroles y fosfoglicéridos de manera esquemática:



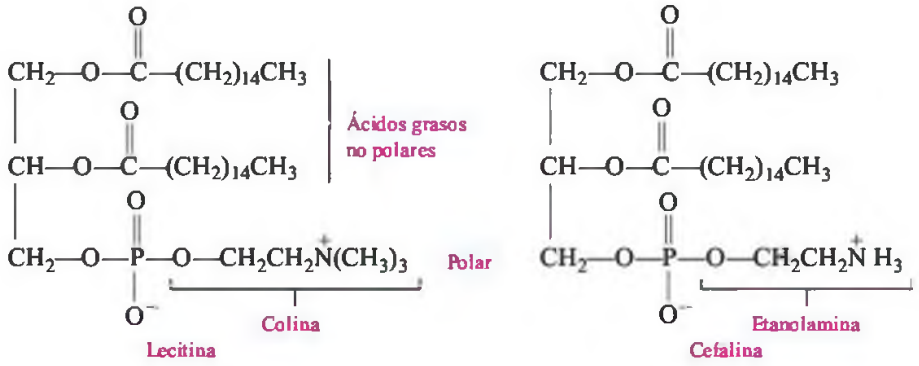
Triacilglicerol (triglicérido) Fosfoglicérido

Los tres aminoalcoholes que se encuentran en los fosfoglicéridos son la colina, la serina y la etanolamina, que al pH fisiológico del cuerpo (pH = 7,4) se encuentran en forma iónica.



Colina Serina Etanolamina

Las **lecitinas** y las **cefalinas** son 2 tipos de fosfoglicéridos especialmente abundantes en el cerebro y los tejidos nerviosos, además de en las yemas de huevo, en el germen de trigo y en la levadura. Las lecitinas contienen colina, y las cefalinas contienen etanolamina y, en algunas ocasiones, serina. En las siguientes fórmulas estructurales, el ácido palmítico se emplea como ejemplo de ácido graso.



Lecitina Cefalina

Los fosfoglicéridos contienen regiones polares y apolares, lo que les permite interaccionar con sustancias tanto polares como apolares. El alcohol que se encuentra ionizado y el grupo fosfato, que se consideran «la cabeza» del fosfoglicérido, se unen fuertemente al agua (fig. 15.6). Los 2 ácidos grasos unidos a la molécula de glicerol son las «colas» apolares del fosfoglicérido. Las cadenas hidrocarbonadas que formas las colas solo son solubles en otras sustancias apolares, fundamentalmente lípidos.

Los fosfoglicéridos son los lípidos más abundantes en las membranas celulares, donde juegan un papel muy importante en la permeabilidad celular. También forman las vainas de mielina que protegen a las células nerviosas. En los fluidos corporales se combinan con los triglicéridos y el colesterol, que son menos polares, para hacerlos más solubles y poder ser transportados a través del organismo.

WEB TUTORIAL
Phospholipids

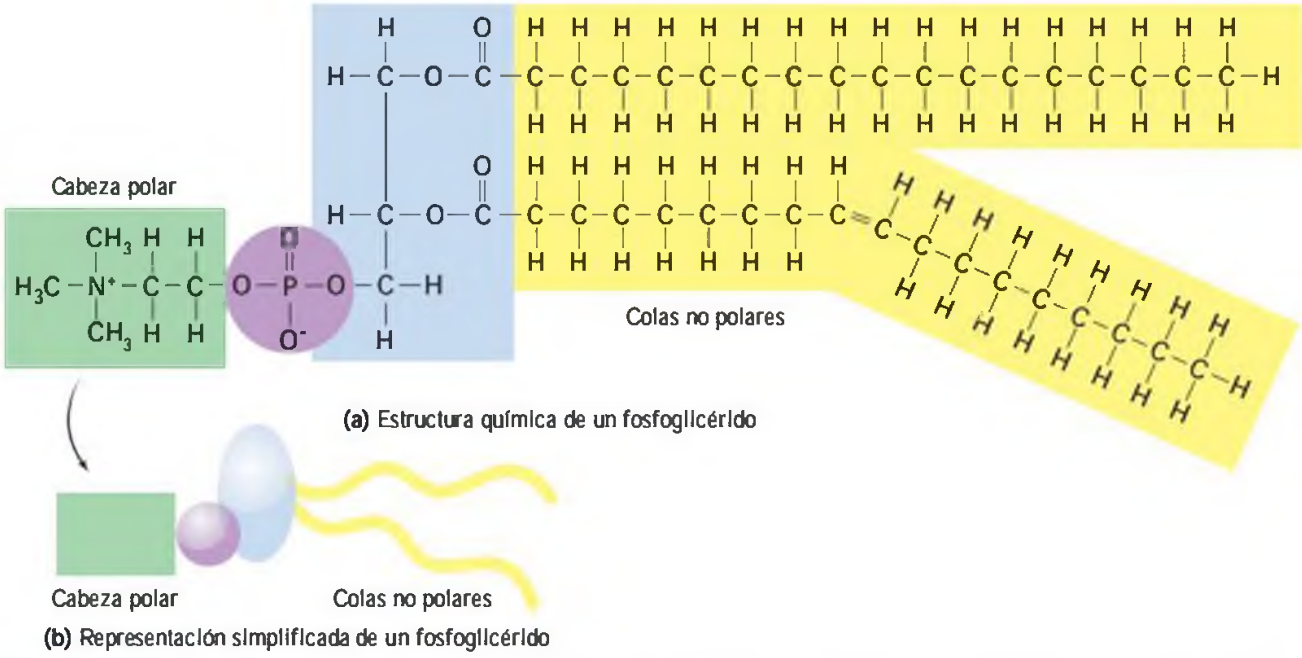


FIGURA 15.6 **(a)** En un fosfoglicérido, la cabeza polar contiene el aminoalcohol ionizado y el grupo derivado del ácido fosfórico. **(b)** La representación simplificada indica las regiones polares y apolares.
P ¿Por qué son polares los fosfoglicéridos?

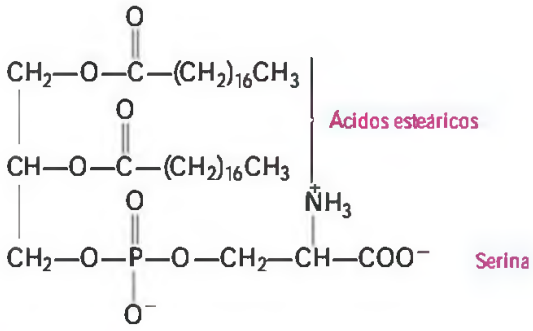
EJERCICIO RESUELTO 15.5

Estructura de fosfoglicéridos

Escribe la fórmula estructural condensada de una cefalina que contiene ácido esteárico y serina. Describe cada componente del fosfoglicérido.

SOLUCIÓN

En general, los fosfoglicéridos están formados por una molécula de glicerol en la que dos átomos de carbono están unidos a ácidos grasos, como el ácido esteárico. El tercer átomo de carbono está unido mediante un enlace tipo éster a un fosfato unido a un aminoalcohol. En este ejemplo, el aminoalcohol es la serina.



¡AHORA TÚ!

Formula la estructura de una lecitina en la que los ácidos grasos son ácido mirístico y el aminoalcohol colina.

Profesiones con química

Fisioterapeuta

«Llevamos a cabo todo tipo de actividades propias de los niños», comenta la terapeuta física Helen Tong. «Por ejemplo, trabajamos con distintos juguetes que ayudan a mejorar el control motor. Cuando un niño no puede hacer algo, tenemos equipos de apoyo que le brindan la posibilidad de realizar la actividad de un modo diferente que permita su participación. Durante nuestra formación estudiamos cómo funciona el cuerpo humano y por qué falla en ocasiones, de manera que podemos buscar métodos alternativos para ayudar a los niños a desarrollar nuevas habilidades. Por ejemplo, tenemos el caso de una niña que tiene el síndrome de Rett: tiene serios problemas de coordinación motriz y de adquisición del lenguaje, pero con un ordenador adaptado es capaz de hacer un trabajo fabuloso. La tecnología asistida ha experimentado un gran desarrollo, y ello facilita mucho nuestro trabajo».

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Fosfoglicéridos

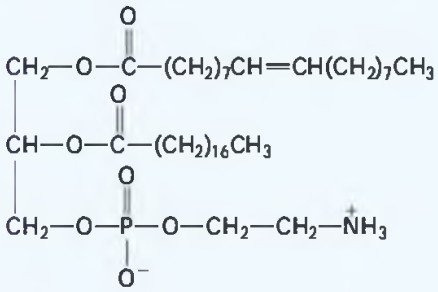
15.37 Indica las diferencias entre triacilgliceroles y fosfoglicéridos.

15.38 Describe las diferencias entre lecitinas y cefalinas.

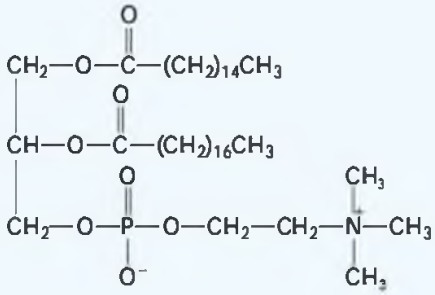
15.39 Formule la estructura de un fosfoglicérido que contenga 2 moléculas de ácido palmítico y etanolamina. ¿Cuál es el otro nombre que reciben este tipo de fosfoglicéridos?

15.40 Formule la estructura de un fosfoglicérido que contenga colina y ácidos palmíticos.

15.41 Identifica a qué tipo de fosfoglicérido corresponde la siguiente estructura y nombra sus componentes:



15.42 Identifica a qué tipo de fosfoglicérido corresponde la siguiente estructura y nombra sus componentes:



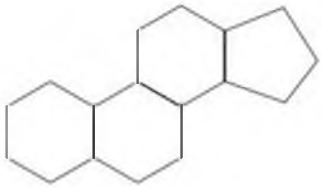
15.6 ESTEROIDES: COLESTEROL Y HORMONAS ESTEROIDEAS

EL OBJETIVO ES...

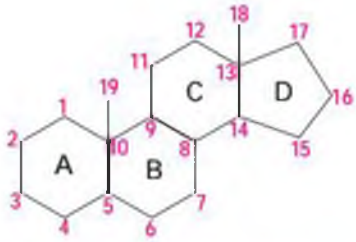
describir las estructuras de los esteroides.

Los **esteroides** son moléculas que contienen el núcleo de esterano, que consiste en 3 anillos de ciclohexano y un anillo de ciclopentano fusionados. Los 4 anillos del núcleo de esterano se identifican con las letras A, B, C y D. Los átomos de carbono se numeran empezando por

el anillo A, y en esteroides como el colesterol los últimos carbonos que se numeran son los de los sustituyentes metilo.



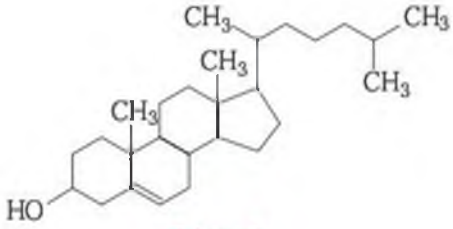
Núcleo de esterano



Sistema de numeración de un esteroide

Colesterol

Cuando diferentes átomos y grupos de átomos se unen a la estructura de esterano, se forman una gran diversidad de compuestos esteroideos. El **colesterol** es uno de los esteroides más importantes y abundantes en el organismo. Se trata de un *esterol* porque contiene un átomo de oxígeno que forma parte de un grupo hidroxilo (—OH), en el carbono 3. Como muchos esteroides, el colesterol tiene grupos metilo en los carbonos 10 y 13, una cadena hidrocarbonada en el carbono 17 y un doble enlace entre los carbonos 5 y 6. En otros esteroides, el átomo de oxígeno situado habitualmente en el carbono 3 forma parte de un grupo carbonilo (C=O).



Colesterol

El colesterol en el organismo

El colesterol es un componente de las membranas celulares, las vainas de mielina y los tejidos nerviosos y del cerebro. También se encuentra en el hígado, las sales biliares y la piel, en donde forma la vitamina D. En la glándula adrenal se emplea para sintetizar las hormonas esteroideas. El colesterol que contiene el cuerpo humano se obtiene de las carnes que se ingieren, de la leche y de los huevos, y también se sintetiza en el hígado a partir de las grasas, los hidratos de carbono y las proteínas. No hay colesterol en los vegetales o en las plantas.

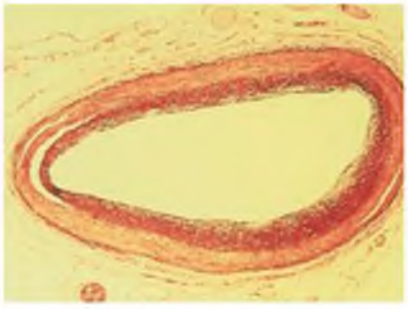
Si se sigue una dieta rica en colesterol, el hígado sintetiza menos colesterol. Una dieta de las más ricas en colesterol es la del estadounidense medio, que ingiere alrededor de 400-500 mg de colesterol al día. La American Heart Association recomienda que no se consuman más de 300 mg de colesterol al día. A modo de ejemplo, en la tabla 15.3 se recoge el contenido en colesterol de algunos alimentos.

Cuando el colesterol excede su nivel de saturación en la bilis, se pueden formar cálculos biliares. Estas estructuras se componen casi en un 100% de colesterol y contienen también algunas sales cálcicas, ácidos grasos y fosfoglicéridos. Los niveles altos de colesterol también están asociados con la acumulación de depósitos lipídicos (placas de ateroma) que recubren las arterias coronarias y hacen que se estrechen (fig. 15.7). Clínicamente, los niveles de colesterol se consideran elevados si el nivel total del colesterol en plasma excede los 200 mg/dl.

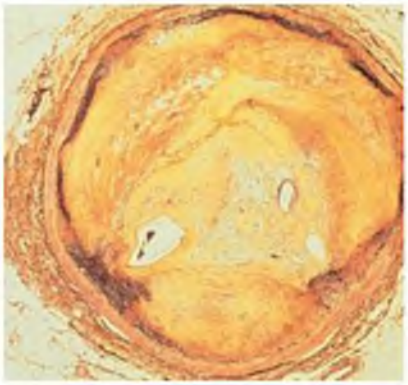
A la hora de reducir el nivel de colesterol en sangre se recomienda una dieta que contenga alimentos con un bajo contenido en colesterol y grasas saturadas. Otros factores que pueden aumentar o afectar el riesgo de padecer un infarto de miocardio, además de los niveles elevados de colesterol en sangre, son los antecedentes familiares, el sedentarismo, el tabaco, la obesidad, la diabetes, el sexo y la edad.

TABLA 15.3 Contenido en colesterol de algunos alimentos

Alimento	Cantidad (ración)	Colesterol (mg)
Hígado de ternera	85 g	370
Huevo	1 unidad	250
Langosta	85 g	175
Pollo frito	100 g	130
Hamburguesa	85 g	85
Pollo (sin piel)	85 g	75
Pescado (salmón)	85 g	40
Mantequilla	1 cucharada	30
Leche entera	1 taza	35
Leche desnatada	1 taza	5
Margarina	1 cucharada	0



(a)



(b)

FIGURA 15.7 El exceso de colesterol forma placas que pueden llegar a bloquear las arterias, produciendo un infarto de miocardio. **(a)** Una arteria normal en la que no se observa la formación de placa. **(b)** Una arteria que está prácticamente obstruida por una placa arteriosclerótica.

P ¿Qué propiedad del colesterol hace que se formen depósitos en las arterias coronarias?

EJERCICIO RESUELTO 15.6

Colesterol

Observa la estructura del colesterol y responde a las siguientes preguntas:

a. ¿Qué parte del colesterol es el núcleo de esterano?
b. ¿Qué características estructurales, además del núcleo de esterano, incorpora el colesterol?
c. ¿Qué hace que el colesterol sea un esterol?

SOLUCIÓN

a. Los 4 anillos fusionados forman el núcleo de esterano.
b. La molécula de colesterol tiene un grupo alcohol (—OH) en el primer anillo, un doble enlace en el segundo anillo, grupos metilo ($—CH_3$) unidos a los carbonos 10 y 13, y además contiene una cadena hidrocarbonada ramificada.
c. El grupo alcohol hace que se clasifique como esterol.

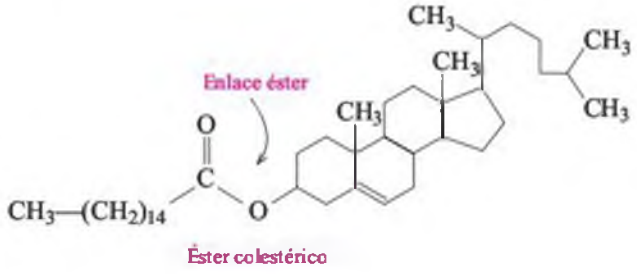
¡AHORA TÚ!

¿Por qué el colesterol pertenece a la familia de los lípidos?

Lipoproteínas: transporte de lípidos

En el cuerpo humano es preciso transportar los lípidos desde el torrente sanguíneo a los tejidos donde se almacenan, se usan para producir energía o se emplean para la fabricación de hormonas. Sin embargo, muchos lípidos son apolares e insolubles en la sangre, que es un medio acuoso. Los lípidos se convierten en polares cuando se combinan con los fosfoglicéridos y las proteínas y forman complejos solubles en agua, denominados **lipoproteínas**. En general, las lipoproteínas son partículas esféricas con una superficie externa de proteína polar y fosfoglicéridos que envuelve a cientos de moléculas apolares de triacilgliceroles y ésteres derivados del colesterol (fig. 15.8).

Los ésteres colestéricos son los derivados de colesterol predominantes en la sangre. Se forman por esterificación del grupo hidroxilo del colesterol con un ácido graso.



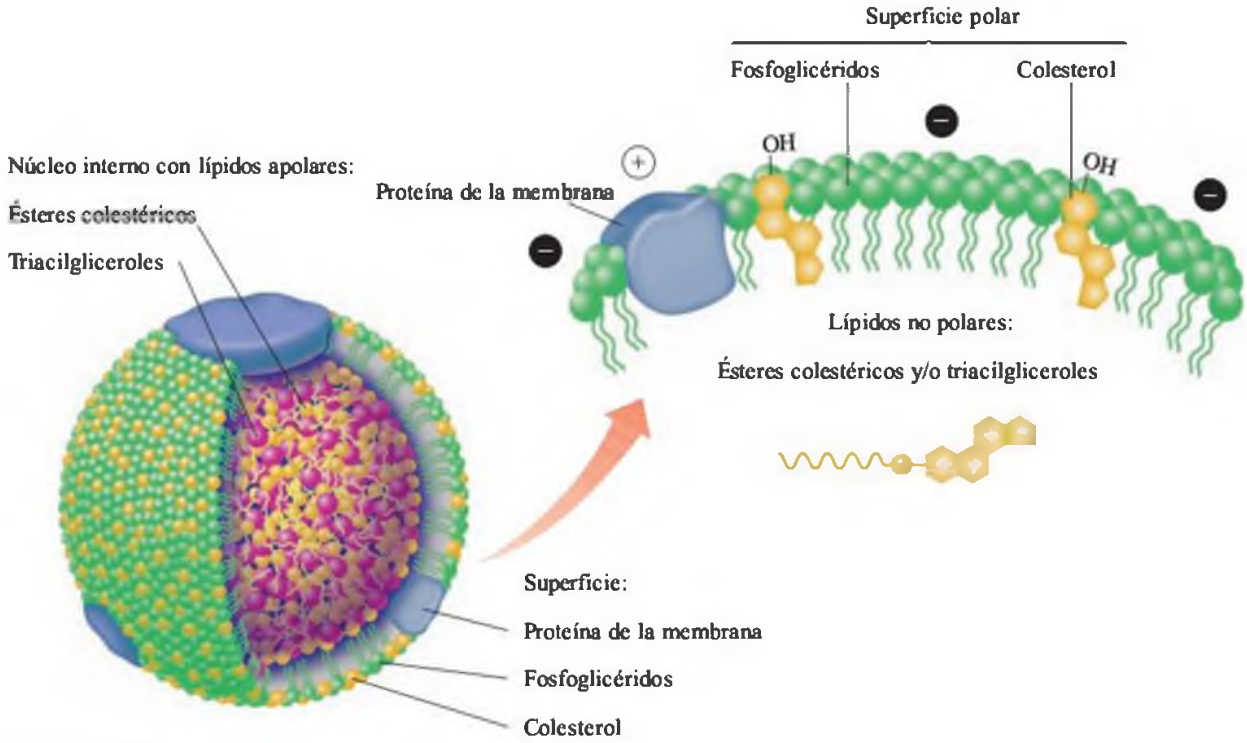


FIGURA 15.8 En el cuerpo humano, una partícula de lipoproteína esférica envuelve a los lípidos apolares y las proteínas para transportarlos a las células.

P ¿Por qué se encuentran los componentes polares de una lipoproteína en la superficie y los componentes no polares en el interior?

Se pueden distinguir varios tipos de lipoproteínas en función de su densidad, composición lipídica y función. Cabe destacar a los quilomicrones, las lipoproteínas de densidad extremadamente baja (VLDL, por sus siglas en inglés), las lipoproteínas de baja densidad (LDL, por sus siglas en inglés) y las lipoproteínas de alta densidad (HDL, por sus siglas en inglés). Las LDL se forman cuando se eliminan los triacilgliceroles de las VLDL. La densidad de las distintas lipoproteínas aumenta a medida que se incrementa el porcentaje de contenido proteico (tabla 15.4).

TABLA 15.4 Composición y propiedades de las lipoproteínas del plasma sanguíneo

	Quilomicrones	VLDL	LDL	HDL
Densidad (g/ml)	0,94	0,950-1,006	1,006-1,063	1,063-1,210
Composición (% en masa)				
Triacilgliceroles	86	55	6	4
Fosfolípidos	7	18	22	24
Colesterol	2	7	8	2
Ésteres colestéricos	3	12	42	15
Proteínas	2	8	22	55

Los quilomicrones y las VLDL transportan triacilgliceroles, fosfoglicéridos y colesterol a los tejidos —donde son almacenados— o a los músculos para la obtención de energía (fig. 15.9). Las LDL transportan el colesterol a los tejidos, donde se emplea para la síntesis de membranas celulares, hormonas esteroideas y sales biliares. Cuando el nivel de LDL excede de la cantidad de colesterol necesaria en los tejidos, las LDL depositan el colesterol en las arterias, restringiendo el flujo sanguíneo e incrementando el riesgo de desarrollar una enfermedad cardiaca y/o sufrir un infarto de miocardio. Por este motivo, el colesterol LDL (que proviene de las lipoproteínas de baja densidad) suele conocerse como «colesterol malo».

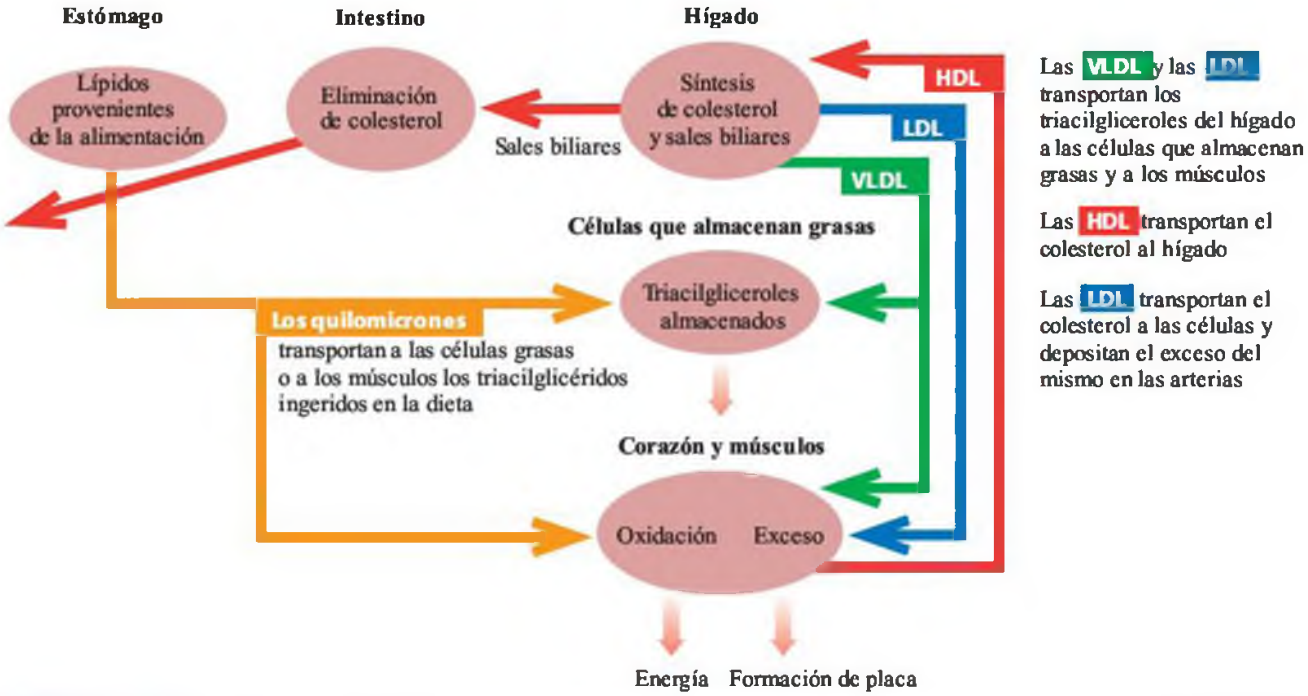


FIGURE 15.9 Las lipoproteínas como las HDL y LDL transportan los lípidos apolares y el colesterol hasta las células y el hígado.
P ¿Qué tipo de lipoproteína transporta el colestelerol hasta el hígado?

Las HDL eliminan el exceso de colesterol de los tejidos y lo llevan al hígado, donde se convierte en sales biliares y se elimina. Cuando los niveles de HDL son elevados, el exceso de colesterol que los tejidos no necesitan se lleva al hígado para que se elimine y no se acumule en las arterias, por lo que las HDL reciben el nombre de «colesterol bueno». La mayoría del colesterol de nuestro organismo es sintetizado por el hígado, aunque cierta cantidad proviene de los alimentos ingeridos en la dieta. Cuando una persona sigue una dieta con un alto contenido en grasas, el colesterol es reabsorbido de las sales biliares, y por tanto se elimina menos colesterol. Además, los niveles altos de grasas saturadas estimulan la síntesis de colesterol en el hígado.

Dado que los niveles elevados de colesterol están asociados al comienzo de la arterioesclerosis y de las enfermedades cardiacas, los niveles en sangre de LDL y HDL se determinan en cualquier analítica de rutina. En adultos, la concentración total recomendada de colesterol debe ser inferior a 200 mg/dl, con menos de 130 mg/dl de LDL y 40 mg/dl de HDL. Un nivel inferior de colesterol en sangre disminuye el riesgo de sufrir un infarto de miocardio. Se ha observado que los niveles de HDL aumentan en personas que hacen ejercicio regularmente y que comen menos alimentos con grasas saturadas.

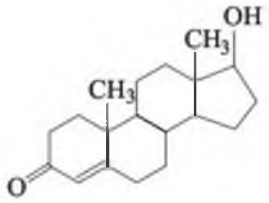
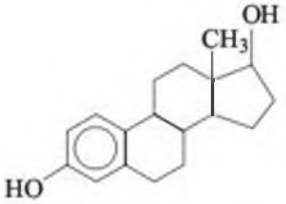
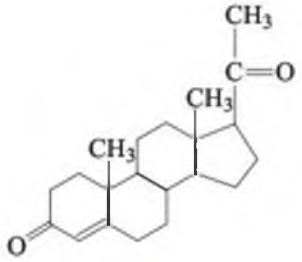
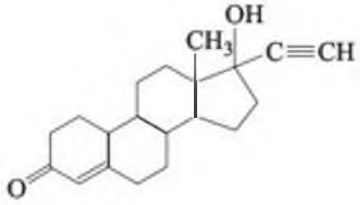
Hormonas esteroideas

La palabra *hormona* proviene del griego «estimular» o «excitar». Las hormonas son mensajeros químicos que sirven como sistema de comunicación entre distintas partes del cuerpo. Los hormonas *esteroideas*, que incluyen las hormonas sexuales y las hormonas adrenocorticales, son análogos estructurales del colesterol y dependen de este para su síntesis.

Dos de las hormonas sexuales masculinas, la *testosterona* y la *androsterona*, fomentan el desarrollo muscular, la aparición del vello facial y la maduración de los órganos sexuales masculinos y el esperma.

Los *estrógenos*, un grupo de hormonas sexuales femeninas, dirigen el desarrollo de las características sexuales femeninas: el aumento del tamaño del útero, la acumulación de grasa en el pecho y el ensanchamiento de la pelvis. La *progesterona* prepara al útero para la implantación de un óvulo fecundado. Si el óvulo no está fecundado, los niveles de progesterona y estrógenos disminuyen bruscamente y se desencadena la menstruación. Muchos anti-

conceptivos orales son análogos sintéticos de las hormonas sexuales femeninas. Igual que en el caso de otros esteroides, su consumo puede producir efectos secundarios, como el aumento de peso y un mayor riesgo de formación de coágulos sanguíneos. A continuación se recogen las estructuras de algunas hormonas esteroideas:

Hormona	Efecto biológico
 Testosterona (andrógeno) (producida en los testículos)	Desarrollo de los órganos masculinos; características sexuales masculinas que incluyen el desarrollo muscular, la aparición de vello facial y la formación del esperma
 Estradiol (estrógeno) (producido en los ovarios)	Desarrollo de las características sexuales femeninas; ovulación
 Progesterona (producida en los ovarios)	Preparación del útero para el óvulo fecundado
 Noretindrona (progesterona sintética)	Píldora anticonceptiva

Química y salud

Esteroides anabolizantes

Algunos efectos fisiológicos de la testosterona son el aumento de la masa muscular y la disminución de la grasa corporal, por lo que se han sintetizado derivados de la testosterona denominados *esteroides anabolizantes*, que aumentan estos efectos. Aunque los esteroides anabolizantes tienen algunos usos médicos, principalmente han sido utilizados por deportistas que los emplean en grandes dosis con objeto de aumentar su masa muscular, práctica que constituye un delito.

El uso de esteroides anabolizantes con objeto de aumentar la fortaleza atlética puede causar efectos secundarios como hipertensión, retención de líquidos, crecimiento del cabello, dificultades para conciliar el sueño y aparición de acné. Si se emplean durante mucho tiempo pueden incluso dañar irreversiblemente el hígado y disminuir la producción de esperma.

ALGUNOS ESTEROIDES ANABOLIZANTES

Corticoesteroides adrenales

Las glándulas adrenales o suprarrenales, situadas encima de cada uno de los riñones, producen los corticoesteroides. La *aldosterona*, un mineralocorticoide, es la responsable de mantener los niveles adecuados de electrolitos y agua en los riñones. La *cortisona*, un glucocorticoide, aumenta los niveles de glucosa en sangre y estimula la síntesis del glucógeno que se produce en el hígado a partir de aminoácidos. Los corticoides sintéticos, como la *prednisona*, son derivados de la cortisona que se usan en medicina para reducir la inflamación o en el tratamiento del asma y la artritis reumatoide, aunque es preciso tomar precauciones si el tratamiento es de larga duración.

Corticoesteroides

Efecto biológico

Aumenta la glucosa en sangre y estimula la producción de glucógeno a partir de ácidos grasos y aminoácidos	Aumenta la reabsorción de Na^+ en los riñones; retención de agua	Reduce la inflamación; tratamiento del asma y de la artritis reumatoide

EJERCICIO RESUELTO 15.7

Hormonas esteroideas

¿Cuáles son los grupos funcionales que se unen al núcleo de esterano en las hormonas sexuales estradiol y testosterona?

SOLUCIÓN

El estradiol contiene un anillo bencénico, un grupo metilo y 2 grupos hidroxilo. La testosterona contiene un grupo cetona, un doble enlace, 2 grupos metilo y un grupo hidroxilo.

¡AHORA TÚ!

¿Cuáles son las similitudes y las diferencias entre las estructuras de la testosterona y del esteroide anabólico nandrolona? (v. «Química y salud: esteroides anabólicos».)

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Esteroides: colesterol y hormonas esteroideas

15.43 Formula la estructura del núcleo de esterano.

15.44 ¿Cuáles de los siguientes compuestos son derivados del colesterol?
a. triesterato de glicerilo b. cortisona
c. testosterona d. estradiol

15.45 ¿Cuál es la estructura general de las lipoproteínas?

15.46 ¿Por qué son necesarias las lipoproteínas para transportar lípidos en el torrente sanguíneo?

15.47 ¿En qué se diferencian los quilomicrones de las VLDL?

15.48 ¿En qué se diferencian las LDL de las HDL?

15.49 ¿Por qué se llama a las LDL «colesterol malo»?

15.50 ¿Por qué se llama a las HDL «colesterol bueno»?

15.51 ¿Cuáles son las similitudes y las diferencias entre la hormona sexual estradiol y la testosterona?

15.52 ¿Cuáles son las similitudes y las diferencias entre la hormona adrenal cortisona y el corticoide sintético prednisona?

15.53 ¿Cuáles de los siguientes compuestos son hormonas sexuales masculinas?
a. colesterol b. aldosterona
c. estrógeno d. testosterona
e. colina

15.54 ¿Cuáles de los siguientes compuestos son esteroides adrenales?
a. colesterol b. aldosterona
c. estrógeno d. testosterona
e. colina

15.7 MEMBRANAS CELULARES

EL OBJETIVO ES...

describir la composición y la función de los lípidos en la doble capa lipídica y en las membranas celulares.

WEB TUTORIAL
Membrane Structure

La membrana de una célula separa el contenido de la célula del fluido extracelular. Se trata de una membrana semipermeable que permite la entrada de los nutrientes en la célula y la salida de los productos de desecho. Los componentes principales de la membrana celular son los fosfoglicéridos. En este capítulo hemos visto que la estructura de un fosfoglicérido consiste en una región apolar o cola que incorpora un ácido graso de cadena larga y una región polar o cabeza que al pH fisiológico contiene un grupo fosfato y un aminoalcohol ionizado.

En una membrana celular, 2 hileras de fosfoglicéridos forman una estructura de tipo sándwich. En ella, las colas apolares, que son hidrofóbicas (con poca atracción por el agua), se sitúan en el centro, y las cabezas polares, de naturaleza hidrofílica (con atracción por el agua), ocupan la parte exterior de la membrana. Esta organización en hileras dobles de los fosfoglicéridos se conoce como **doble capa lipídica** (fig. 15.10). Una hilera de fosfoglicéridos forma la superficie externa de la membrana, que está en contacto con los fluidos extracelulares, mientras que la otra hilera forma la superficie interior de la membrana, en contacto con el contenido interno de la célula.

La mayoría de los fosfoglicéridos de la doble capa lipídica contiene ácidos grasos insaturados. Debido a la distorsión en la geometría de las cadenas que introducen los dobles enlaces cis, los fosfoglicéridos no tienen un empaquetamiento muy compacto, y, en conse-

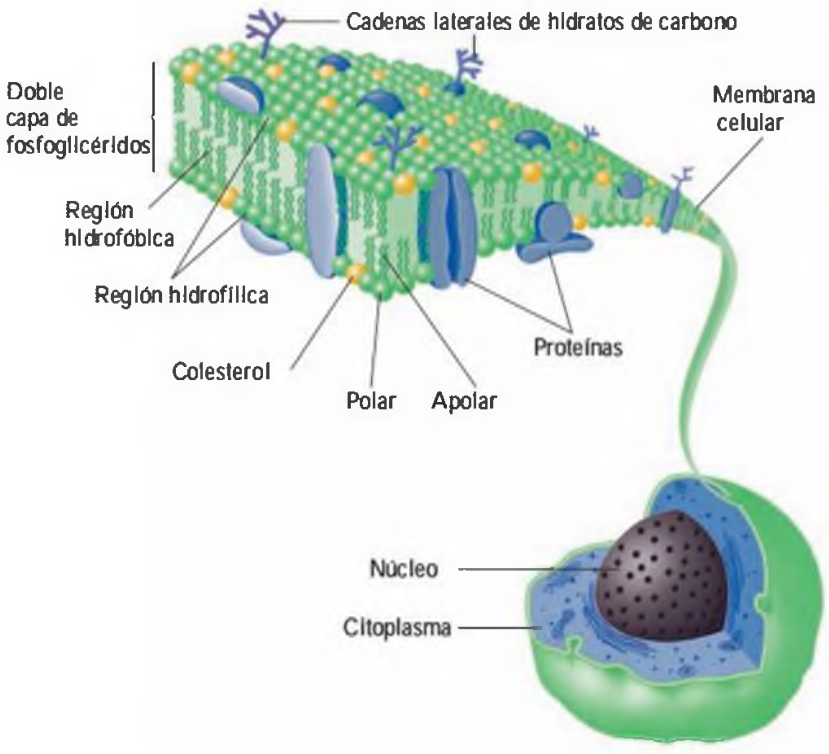


FIGURA 15.10 Modelo de mosaico fluido de una membrana celular. Las proteínas y el colesterol se encuentran dentro de la doble capa lipídica de fosfoglicéridos. La doble capa forma una membrana que actúa como una barrera con una superficie formada por cabezas polares, y que aloja en su interior (fuera del entorno acuoso) las cadenas apolares de los fosfoglicéridos.

P ¿Qué tipo de ácidos grasos hay en los fosfoglicéridos de la doble capa lipídica?

cuencia, la doble capa lipídica no es una estructura rígida y fija, sino dinámica y fluida. En esta doble capa, semejante a la estructura de un líquido, también hay proteínas, hidratos de carbono y moléculas de colesterol. Por este motivo, el modelo biológico de las membranas se conoce como **modelo de mosaico fluido** de membranas.

En el modelo de mosaico fluido, las proteínas conocidas como proteínas periféricas emergen de una de las superficies, externa o interna. Las proteínas integrales se extienden a lo largo de toda la doble capa lipídica y se encuentran, por tanto, en ambas superficies de la membrana. Algunas proteínas y lípidos de la superficie externa de la membrana celular se unen a hidratos de carbono. Estos hidratos de carbono se orientan hacia el entorno fluido que los rodea, donde son responsables del reconocimiento celular y de la comunicación con mensajeros químicos, como las hormonas y los neurotransmisores. En los animales, las moléculas de colesterol que se encuentran en el interior de la doble capa lipídica son alrededor de un 20-25%. Dado que las moléculas de colesterol son alargadas y rígidas, reducen la flexibilidad de la doble capa lipídica y sirven de refuerzo a la membrana celular.

EJERCICIO RESUELTO 15.8

Doble capa lipídica en la membrana celular

Describe la función de los fosfoglicéridos en la doble capa lipídica.

SOLUCIÓN

Los fosfoglicéridos tienen regiones polares y apolares. En la membrana celular las regiones apolares se sitúan en el interior, y las regiones polares, en el exterior, de manera que forman una barrera que evita que los contenidos de la célula se mezclen con los fluidos extracelulares.

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es la función del colesterol en la membrana celular?

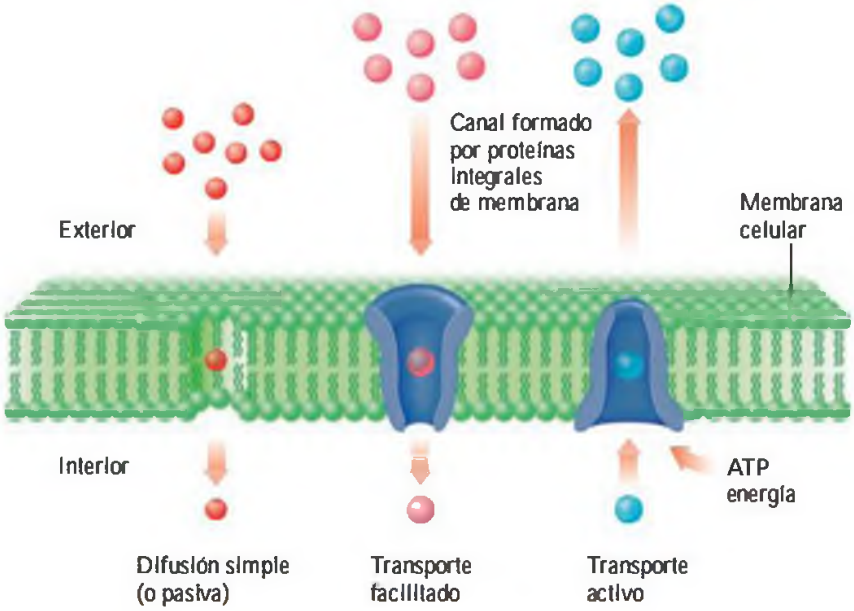
Química y salud

Transporte a través de las membranas celulares

Los iones y las moléculas entran y salen de la célula siguiendo diferentes caminos. En el proceso de transporte más simple, la difusión o transporte pasivo, los iones y las moléculas pequeñas se desplazan de una región de concentración elevada a zonas de menor concentración. Por ejemplo, algunos iones y moléculas pequeñas como el O_2, la urea o el agua se difunden a través de las membranas celulares. Si la concentración es mayor en el exterior que en el interior de la célula, los iones y pequeñas moléculas se difunden hacia el interior de la célula. Si, por el contrario, hay una gran cantidad de agua en la célula, se produce la difusión de agua al medio extracelular.

Otro tipo de transporte es el denominado *transporte facilitado*, que aumenta la velocidad de difusión de sustancias que tienen velocidades muy bajas de difusión pasiva como para cubrir eficientemente las necesidades de la célula. Este mecanismo de transporte hace uso de las proteínas integrales que se extienden de un extremo a otro de la membrana celular. Las proteínas integrales forman canales para el transporte rápido, hacia el interior o hacia el exterior de la célula, de iones cloruro (Cl^-), iones bicarbonato (HCO_3^-) y moléculas de glucosa.

Algunos iones, como K^+, Na^+ y Ca^{2+}, se mueven a través de las membranas celulares en contra del gradiente de concentraciones existente. Por ejemplo, la concentración de K^+ es mayor en el interior de la célula, y la concentración de Na^+ es mayor en el exterior. Así, en la conducción de los impulsos nerviosos y la contracción muscular, los iones K^+ penetran en la célula, y los iones Na^+ salen de la misma. Para desplazar un ión de una zona de menor a mayor concentración es necesario un aporte energético, y por eso a este tipo de transporte se lo denomina transporte activo. En el transporte activo, los complejos proteicos denominados bombas de iones Na^+/K^+ convierten el ATP en ADP (capítulo 18), y la energía liberada en este proceso sirve para desplazar los iones Na^+ y K^+ en contra de sus gradientes de concentración.



EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Membranas celulares

15.55 ¿Qué tipo de lípidos forman las membranas celulares?

15.56 Describe la estructura de una doble capa lipídica.

15.57 ¿Cuál es la función de la doble capa lipídica en la membrana celular?

15.58 ¿Cómo afectan a la estructura de las membranas celulares los ácidos grasos de los fosfoglicéridos?

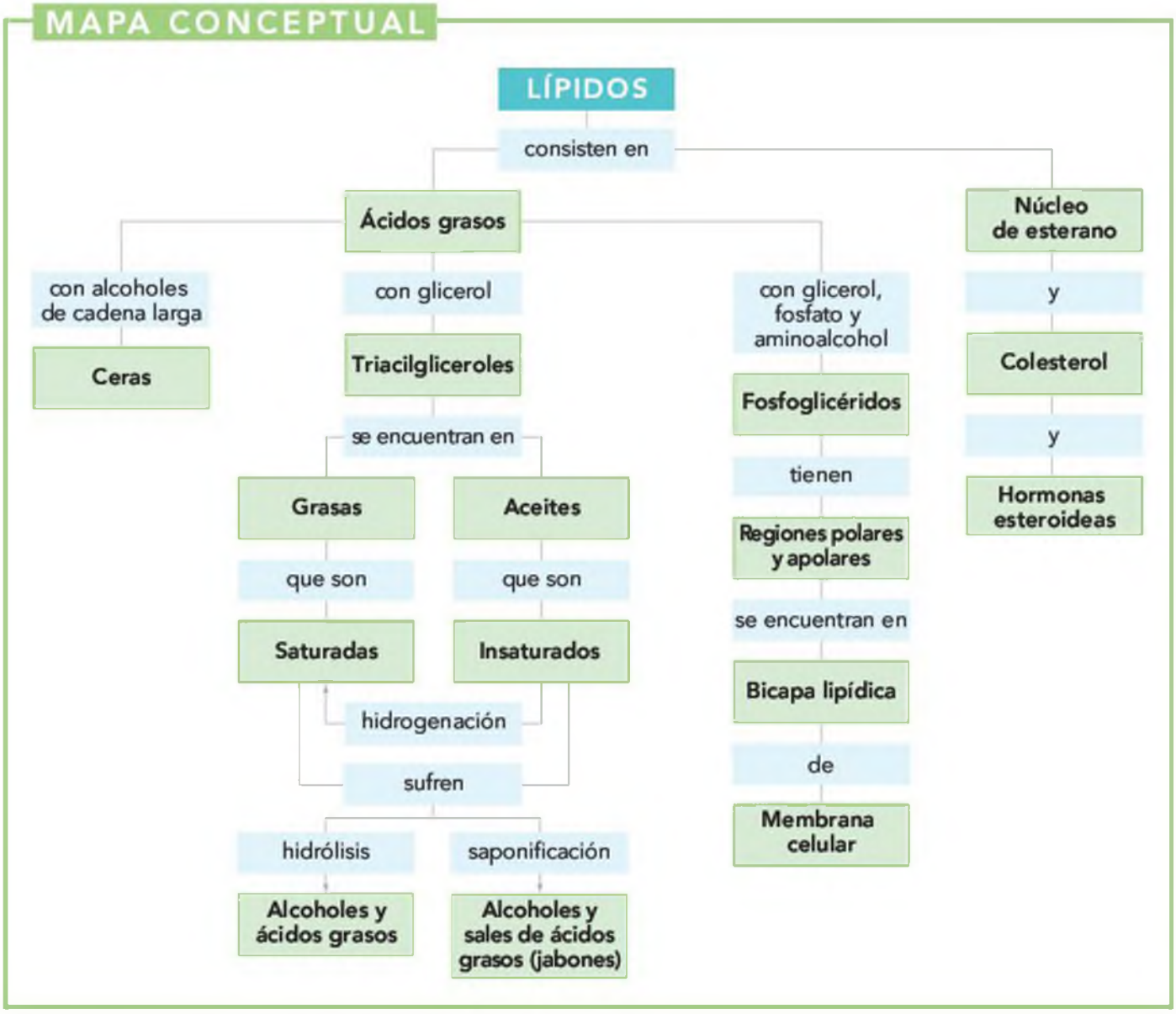
15.59 ¿Dónde se sitúan las proteínas en la membrana celular?

15.60 ¿Cuál es la diferencia entre las proteínas periféricas y las proteínas integrales?

15.61 ¿Cuál es la función de los hidratos de carbono en la superficie de la membrana celular?

15.62 ¿Por qué se dice que la membrana celular es semipermeable?

MAPA CONCEPTUAL



¡DE UN VISTAZO!

15.1 Lípidos

El objetivo es... describir los tipos de lípidos que existen.

Los lípidos son compuestos no polares que no son solubles en agua. Se pueden dividir en ceras, grasas y aceites, fosfoglicéridos y esteroides.

15.2 Ácidos grasos

El objetivo es... formular las estructuras de los principales ácidos grasos e identificarlos como saturados o insaturados.

Los ácidos grasos son ácidos carboxílicos no ramificados que contienen un número par de átomos de carbono (10-20). Los ácidos grasos pueden ser saturados, monoinsaturados con un doble enlace o polisaturados con 2 o más dobles enlaces. Los dobles enlaces en un ácido graso insaturado son casi siempre cis.

15.3 Ceras, grasas y aceites

El objetivo es... formular la estructura de las ceras, grasas y aceites que se obtienen por reacción de un ácido graso y un alcohol o glicerol.

Una cera es un éster formado por un ácido graso de cadena larga y un alcohol de cadena larga. Los triacilgliceroles de grasas y aceites son ésteres del glicerol con 3 ácidos grasos de cadena larga. Las grasas contienen más ácidos grasos saturados y tienen puntos de fusión mayores que la mayoría de los aceites.

15.4 Propiedades químicas de los triacilgliceroles

El objetivo es... formular la estructura del producto que se obtiene por reacción de un triacilglicerol con hidrógeno, con un ácido o con una base.

La hidrogenación de los ácidos grasos insaturados convierte los dobles enlaces en enlaces sencillos. La hidrólisis del enlace éster en grasas y aceites conduce a la formación de glicerol y ácidos grasos. En la saponificación, una grasa se calienta en presencia de una base fuerte y produce glicerol junto con la sal de los ácidos grasos que son los jabones.

15.5 Fosfoglicéridos

El objetivo es... describir las características de los fosfoglicéridos.

Los fosfoglicéridos son ésteres formados por reacción del glicerol con 2 ácidos grasos y con un grupo fosfato unido a un aminoalcohol.

15.6 Esteroides: colesterol y hormonas esteroideas

El objetivo es... describir las estructuras de los esteroides.

Los esteroides son lípidos que contienen el núcleo de esterano, que es una estructura fusionada de 4 anillos. Los lípidos, de naturaleza apolar, se transportan a través del medio acuoso que es la sangre mediante lipoproteínas. Las lipoproteínas, como los quilomicrones y las LDL, transportan triacilgliceroles desde el intestino y el hígado a las células grasas para su almacenamiento, y a los músculos para la producción de energía. Las HDL transportan el colesterol de los tejidos al hígado, donde es eliminado. Las hormonas esteroideas son análogos estructurales del colesterol y dependen del mismo para su síntesis. Las hormonas sexuales, como los estrógenos y la testosterona, son las responsables de las características sexuales y de la reproducción. Los corticoesteroides adrenales, como la aldosterona y la cortisona, regulan el balance de agua y los niveles de glucosa en las células.

15.7 Membranas celulares

El objetivo es... describir la composición y la función de los lípidos en la doble capa lipídica y en las membranas celulares.

Las células animales se rodean de una membrana semipermeable que separa el contenido de la célula del medio externo. Esta membrana se compone de 2 hileras de fosfoglicéridos, que forman una doble capa lipídica.

TÉRMINOS CLAVE

Aceite Triacilglicerol obtenido de una fuente vegetal, normalmente líquido a temperatura ambiente.

Ácido graso Ácido carboxílico de cadena larga que se encuentra en muchos lípidos.

Ácidos grasos monoinsaturados Ácidos grasos con un doble enlace.

Ácidos grasos poliinsaturados Ácidos grasos que contienen uno o más dobles enlaces.

Ácidos grasos saturados Ácidos grasos que no contienen dobles enlaces. Tienen mayores puntos de fusión que los lípidos insaturados y son normalmente sólidos a temperatura ambiente.

Cefalinas Fosfoglicéridos que se encuentran en el cerebro y los tejidos nerviosos y que contienen los aminoalcoholes serina o etanolamina.

Cera Éster formado entre un alcohol de cadena larga y un ácido graso saturado de cadena larga.

Colesterol Esteroide más frecuente. Es necesario en las membranas celulares, la síntesis de la vitamina D, en las hormonas y en las sales biliares.

Doble capa lipídica Modelo de membrana celular en la que los fosfoglicéridos se organizan en hileras.

Esteroides Lípidos compuestos de un sistemas de 4 anillos fusionados (núcleo de esterano).

Fosfoglicéridos Lípidos polares que se obtienen por esterificación del glicerol con 2 ácidos grasos y con un grupo fosfato unido a un aminoalcohol como colina, serina o etanolamina.

Grasa Triacilglicerol obtenido de una fuente animal, normalmente es sólida a temperatura ambiente.

Hidrogenación Adición de hidrógeno a grasas insaturadas.

Lecitinas Fosfoglicéridos que contienen colina como aminoalcohol.

Lípidos Familia de compuestos de naturaleza apolar e insolubles en agua. Incluyen grasas, ceras, fosfoglicéridos y esteroides.

Lipoproteína Combinación de un lípido apolar con fosfoglicéridos y proteínas para formar un complejo polar que se puede transportar a través de los fluidos celulares.

Modelo de mosaico fluido Descripción de las membranas celulares como una estructura de tipo doble capa lipídica que contiene una gran diversidad de lípidos apolares y proteínas en un entorno dinámico y fluido.

Prostaglandinas Compuestos derivados del ácido araquidónico que regulan distintos procesos fisiológicos.

Triacilgliceroles Familia de lípidos compuesta por 3 ácidos grasos que se unen al glicerol (trihidroxialcohol) por enlaces de tipo éster.

COMPRENDER LOS CONCEPTOS

15.63 El ácido palmítico se obtiene del aceite de palma como tripalmitato de glicerilo (tripalmitina). Formula la estructura del tripalmitato de glicerilo.

15.64 La cera de jojoba de las velas es un éster del ácido esteárico y un alcohol saturado de 22 átomos de carbono. Formula la estructura de la cera de jojoba.

15.65 El aceite de girasol se puede utilizar para preparar margarinas. Un triacilglicerol del aceite de girasol consiste en 2 moléculas de ácido linoleico y una de ácido oleico.

a. Formula 2 isómeros para el triacilglicerol del aceite de girasol.

b. A partir de uno de los isómeros, escribe la reacción que se debe utilizar para preparar una margarina sólida empleando aceite de girasol.

15.66 Clasifica cada una de las siguientes moléculas en ácidos grasos saturados, monoinsaturados, poliinsaturados, omega-3 u omega-6:

a.

$CH_3-(CH_2)_4-CH=CH-CH_2-CH=CH-(CH_2)_7-COOH$

b. ácido linolénico

c. $CH_3-(CH_2)_{14}-COOH$

d. $CH_3-(CH_2)_7-CH=CH-(CH_2)_7-COOH$

EJERCICIOS Y PROBLEMAS ADICIONALES

15.67 Entre los componentes de una barra de labios podemos encontrar cera de abeja, cera de carnauba, aceites vegetales hidrogenados y tricaprato de glicerilo (tricaprina). ¿Qué tipo de lípidos contiene una barra de labios? Formula la estructura condensada del tricaprato de glicerilo (tricaprina). El ácido cáprico es un ácido graso saturado de 10 átomos de carbono.

15.68 El aceite de cacahuete flota en la mantequilla de cacahuete, formando una pequeña capa líquida. Por ello, muchas marcas comerciales de mantequilla de cacahuete contienen aceites hidrogenados que forman un producto sólido que impide la separación de fases. Si un triacilglicerol presente en el aceite de cacahuete que contiene un ácido palmítico, un ácido oleico y un ácido linoleico se hidrogena por completo, ¿qué producto se obtiene?

15.69 Las grasas trans se producen por hidrogenación de aceites poliinsaturados.

a. ¿Cuál es la configuración habitual del doble enlace en un ácido graso monoinsaturado?

b. ¿En qué se diferencia un ácido graso trans de un ácido graso cis?

c. Formula la estructura del ácido oleico *trans*.

15.70 Cuando se hidrogena un mol de trioleato de glicerilo (trioleína), ¿qué estructura se forma? Formúlala. ¿Cuántos moles de hidrógeno se necesitan? ¿Cuántos gramos de hidrógeno se necesitan? ¿Cuántos litros de hidrógeno en CNPT se necesitan para llevar a cabo la reacción?

15.71 En la lista de componentes de un producto cosmético figuran el triestearato de glicerilo y una lecitina. Formula la estructura del triestearato de glicerilo y de una lecitina que contenga ácidos palmíticos y colina.

15.72 En los siguientes apartados se recogen algunos platos típicos de un restaurante de comida rápida. Calcula el número de kilocalorías de grasa y el tanto por ciento de las kilocalorías totales que son grasas (1 gramo de grasa = 9 kcal). ¿Cómo se espera que sean la mayoría de las grasas que contienen estos alimentos, saturadas o insaturadas? ¿Por qué?

a. pollo frito, 830 kcal, 46 g de grasa

b. hamburguesa de queso de 100 g, 518 kcal, 29 g de grasa

c. 3 porciones de pizza, 560 kcal, 18 g de grasa

d. burrito de ternera, 470 kcal, 21 g de grasa

e. 3 porciones de pescado empanado, 480 kcal, 28 g de grasa

15.73 Clasifica cada una de las siguientes sustancias en ácidos grasos, jabones, triacilgliceroles, ceras, fosfoglicéridos y esteroides:

a. cera de abeja

b. colesterol

c. lecitina

d. tripalmitato de glicerilo (tripalmitina)

e. estearato sódico

f. aceite de cártamo

g. grasa de ballena

h. tejido adiposo

i. progesterona

j. cortisona

k. ácido esteárico

15.74 Explica por qué un animal que viva en lugares con un clima muy frío tendrá más triacilgliceroles insaturados en su cuerpo que un animal que habite en territorios cálidos.

15.75 Identifica los componentes de los apartados 1-5 presentes en los lípidos de los apartados **a-e**.

1. glicerol **2.** ácido graso **3.** fosfato
4. aminoalcohol **5.** núcleo de esterano

a. estrógeno

b. cefalina

c. cera

d. triacilglicerol

e. fosfoglicérido

15.76 ¿Cuáles de las siguientes estructuras forman parte de la membrana celular?

a. colesterol

b. triacilgliceroles

c. hidratos de carbono

d. proteínas

e. ceras

f. fosfoglicéridos

¡ACEPTA EL RETO!

15.77 Identifica la lipoproteína (1-4) que se corresponde con cada descripción (a-h):

1. quilomicrones **2.** VLDL
3. LDL **4.** HDL

a. Es «colesterol bueno».
b. Transporta la mayoría del colesterol a las células.
c. Transporta los triacilgliceroles del intestino a las células grasas.
d. Transporta el colesterol al hígado.
e. Es la que tienen mayor abundancia de proteínas.
f. Es «colesterol malo».
g. Transporta los triacilgliceroles sintetizados en el hígado a los músculos.
h. Tiene la menor densidad.

15.78 **a.** ¿Cuál de los siguientes ácidos grasos tiene el menor punto de fusión? Justifica tu respuesta.
b. ¿Cuál de los siguientes ácidos grasos tiene el mayor punto de fusión? Justifica tu respuesta.

$CH_3-(CH_2)_{16}-COOH$
Ácido esteárico

$CH_3-(CH_2)_4-CH=CH-CH_2-CH=CH-(CH_2)_7-COOH$
Ácido linoleico

$CH_3-(CH_2)_7-CH=CH-(CH_2)_7-COOH$
Ácido oleico

15.79 Formula la estructura de un fosfoglicérido formado por 2 moléculas de ácido esteárico y un grupo fosfato unido a etanolamina.

15.80 El aceite de oliva contiene un gran porcentaje de trioleato de glicerilo (trioleína).
a. Formula la estructura del trioleato de glicerilo (trioleína).
b. ¿Cuántos litros de H_2 gas se necesitan en CNPT para saturar por completo 100 g de trioleato de glicerilo (trioleína)?
c. ¿Cuántos ml de NaOH 0,250 M se necesitan para saponificar por completo 100 g de trioleato de glicerilo (trioleína)?

15.81 El desagüe de un lavabo se puede atascar con grasas sólidas, como el triesterato de glicerilo (triestearina).
a. ¿Cómo actúa un desatascador que contenga NaOH?
b. Formula la ecuación para el proceso que tiene lugar.

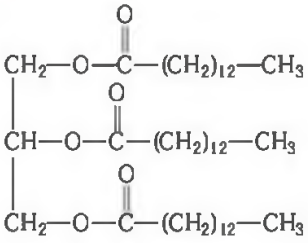
RESPUESTAS

Respuestas de *¡Ahora tú!*

15.1 Glicerol, 2 ácidos grasos, fosfato y un aminoalcohol.

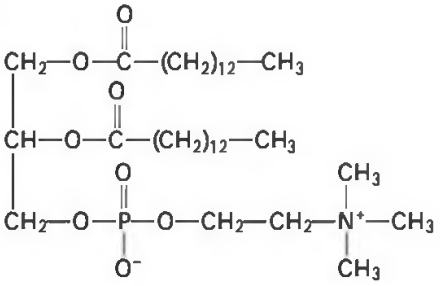
15.2 **a.** 16 **b.** insaturado **c.** líquido

15.3



15.4 triestearato de glicerilo (triestearina)

15.5



15.6 El colesterol no es soluble en agua; forma parte de la familia de los lípidos.

15.7 La testosterona y la nandrolona contienen el núcleo de esterano con un doble enlace y un grupo cetona en el primer anillo, y un sustituyente metilo y un grupo alcohol en el quinto anillo. La nandrolona no contiene un segundo sustituyente metilo en el carbono que fusiona los anillos primero y segundo, a diferencia de la testosterona, que sí incorpora esta sustitución.

15.8 El colesterol proporciona rigidez y firmeza a la membrana celular.

Respuestas de los *Ejercicios y problemas* seleccionados

15.1 Los lípidos proporcionan energía, aislamiento y protección a los órganos del cuerpo humano.

15.3 Dado que los lípidos no son solubles en agua, que es un disolvente polar, son moléculas de naturaleza apolar.

15.5 Todos los ácidos grasos contienen una larga cadena hidrocarbonada con un grupo ácido carboxílico en uno de sus extremos terminales. Los ácidos grasos saturados contienen solamente enlaces sencillos carbono-carbono, mientras que los ácidos grasos insaturados contienen al menos un doble enlace.

15.7 **a.** ácido palmítico

b. ácido oleico

15.9 **a.** saturado **b.** insaturado
c. insaturado **d.** saturado

15.11 En un ácido graso cis, los átomos de hidrógeno están del mismo lado del doble enlace, lo que hace que la cadena hidrocarbonada se distorsione. En un ácido graso trans, los átomos de hidrógeno están en lados opuestos del doble enlace, lo que hace que la cadena hidrocarbonada no varíe su geometría.

15.13 En un ácido graso omega-3 hay un doble enlace en el carbono 3, empezando a numerar desde el grupo metilo. En el caso de un ácido graso omega-6, hay un doble enlace en el carbono 6, también empezando a numerar desde el grupo metilo.

15.15 El ácido araquidónico contiene 4 dobles enlaces y no tiene ningún sustituyente en la cadena hidrocarbonada. En la PGE_1 una parte de la cadena forma un ciclopentano, y además contiene grupos funcionales hidroxilo y cetona.

15.17 Las prostaglandinas aumentan la presión sanguínea, estimulan la contracción y la relajación de la musculatura lisa y pueden causar inflamación y dolor.

15.19

$$CH_3(CH_2)_{14}\overset{O}{\overset{\|}{C}}O(CH_2)_{29}CH_3$$

15.21

$$\begin{array}{l} CH_2O\overset{O}{\overset{\|}{C}}(CH_2)_{16}CH_3 \\ | \\ CHO\overset{O}{\overset{\|}{C}}(CH_2)_{16}CH_3 \\ | \\ CH_2O\overset{O}{\overset{\|}{C}}(CH_2)_{16}CH_3 \end{array}$$

15.23

$$\begin{array}{l} CH_2O\overset{O}{\overset{\|}{C}}(CH_2)_{14}CH_3 \\ | \\ CHO\overset{O}{\overset{\|}{C}}(CH_2)_{14}CH_3 \\ | \\ CH_2O\overset{O}{\overset{\|}{C}}(CH_2)_{14}CH_3 \end{array}$$

15.25 El aceite de cártamo contiene ácidos grasos con 2 o 3 dobles enlaces; el aceite de oliva contiene una gran cantidad de ácido oleico, que tiene solamente un doble enlace (monoinsaturado).

15.27 Aunque el aceite de coco se obtiene de una fuente vegetal, tiene grandes cantidades de ácidos grasos saturados y pequeñas cantidades de ácidos grasos insaturados.

15.29

$$\begin{array}{l} CH_2O\overset{O}{\overset{\|}{C}}(CH_2)_7CH{=}CH(CH_2)_7CH_3 \\ | \\ CHO\overset{O}{\overset{\|}{C}}(CH_2)_7CH{=}CH(CH_2)_7CH_3 \\ | \\ CH_2O\overset{O}{\overset{\|}{C}}(CH_2)_7CH{=}CH(CH_2)_7CH_3 \end{array} + 3\,H_2 \xrightarrow{Ni}$$

$$\begin{array}{l} CH_2O\overset{O}{\overset{\|}{C}}(CH_2)_{16}CH_3 \\ | \\ CHO\overset{O}{\overset{\|}{C}}(CH_2)_{16}CH_3 \\ | \\ CH_2O\overset{O}{\overset{\|}{C}}(CH_2)_{16}CH_3 \end{array}$$

15.31 **a.**

$$\begin{array}{l} CH_2O\overset{O}{\overset{\|}{C}}(CH_2)_{12}CH_3 \\ | \\ CHO\overset{O}{\overset{\|}{C}}(CH_2)_{12}CH_3 \\ | \\ CH_2O\overset{O}{\overset{\|}{C}}(CH_2)_{12}CH_3 \end{array} + 3H_2O \xrightarrow{H^+}$$

$$\begin{array}{l} CH_2OH \\ | \\ CHOH \\ | \\ CH_2OH \end{array} + 3CH_3(CH_2)_{12}\overset{O}{\overset{\|}{C}}OH$$

b.

$$\begin{array}{l} CH_2O\overset{O}{\overset{\|}{C}}(CH_2)_{12}CH_3 \\ | \\ CHO\overset{O}{\overset{\|}{C}}(CH_2)_{12}CH_3 \\ | \\ CH_2O\overset{O}{\overset{\|}{C}}(CH_2)_{12}CH_3 \end{array} + 3\,NaOH \longrightarrow$$

$$\begin{array}{l} CH_2OH \\ | \\ CHOH \\ | \\ CH_2OH \end{array} + 3CH_3(CH_2)_{12}\overset{O}{\overset{\|}{C}}O^-Na^+$$

15.33 Un triacilglicerol está formado por glicerol, que tiene 3 grupos hidroxilo, esterificado con 3 ácidos grasos de cadena larga. En la grasa artificial olestra, de 6 a 8 ácidos grasos de cadena larga forman enlaces éster con los grupos hidroxilo de la sacarosa, un azúcar. La grasa artificial olestra no se puede digerir, ya que nuestras enzimas no son capaces de disociar sus grandes moléculas.

15.35

$$\begin{array}{l} CH_2O{-}\overset{O}{\overset{\|}{C}}{-}(CH_2)_{16}CH_3 \\ | \\ CHO{-}\overset{O}{\overset{\|}{C}}{-}(CH_2)_{16}CH_3 \\ | \\ CH_2O{-}\overset{O}{\overset{\|}{C}}{-}(CH_2)_{16}CH_3 \end{array}$$

15.37 Un triacilglicerol consiste en glicerol y 3 ácidos grasos. Un fosfoglicérido consiste en glicerol, 2 ácidos grasos y un grupo fosfato unido a un aminoalcohol.

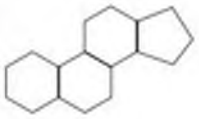
15.39

$$\begin{array}{l} CH_2O\overset{O}{\overset{\|}{C}}(CH_2)_{14}CH_3 \\ | \\ CHO\overset{O}{\overset{\|}{C}}(CH_2)_{14}CH_3 \\ | \\ CH_2O\overset{O}{\overset{\|}{P}}OCH_2CH_2\overset{+}{N}H_3 \\ \quad\quad | \\ \quad\quad O^- \end{array}$$

También se llama cefalina

15.41 Se trata de una cefalina, que contiene glicerol, ácido oleico, ácido esteárico, un fosfato y etanolamina.

15.43



15.45 Las lipoproteínas son moléculas grandes y esféricas que transportan los lípidos en el torrente sanguíneo. Consisten en una capa externa de fosfoglicéridos y de proteínas, mientras que en su interior alojan cientos de moléculas de lípidos apolares y ésteres derivados del colesterol.

15.47 Los quilomicrones tienen menor densidad que las VLDL. Estos recogen los triacilgliceroles del intestino, mientras que las VLDL transportan los triacilgliceroles sintetizados en el hígado.

15.49 El «colesterol malo» es el colesterol que transportan las LDL, que puede formar depósitos en las arterias conocidos como placa de ateroma, que hace disminuir considerablemente el diámetro de las arterias.

15.51 Tanto el estradiol como la testosterona contienen el núcleo de esterano y un grupo hidroxilo. La testosterona tiene un grupo cetona, un doble enlace y 2 grupos metilo. El estradiol tiene un anillo de benceno, un grupo hidroxilo en lugar del grupo cetona y un grupo metilo.

15.53 **d.** La testosterona es una hormona sexual masculina.

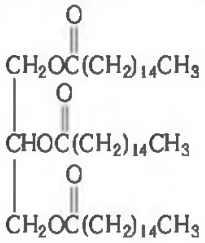
15.55 Los lípidos en la membrana celular son los fosfoglicéridos, con pequeñas cantidades de colesterol.

15.57 La doble capa lipídica de la membrana celular rodea a la célula y separa el contenido de la célula de los fluidos externos.

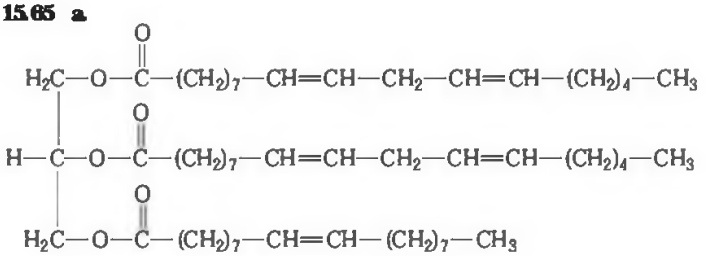
15.59 Las proteínas periféricas de la membrana celular emergen solo de la superficie externa o de la interna. Por el contrario, las proteínas integrales se extienden por toda la membrana, de una superficie a la otra.

15.61 Los hidratos de carbono, unidos a las proteínas y lípidos en la superficie de las células, actúan como receptores para el reconocimiento celular y como mensajeros químicos, de modo semejante a un neurotransmisor.

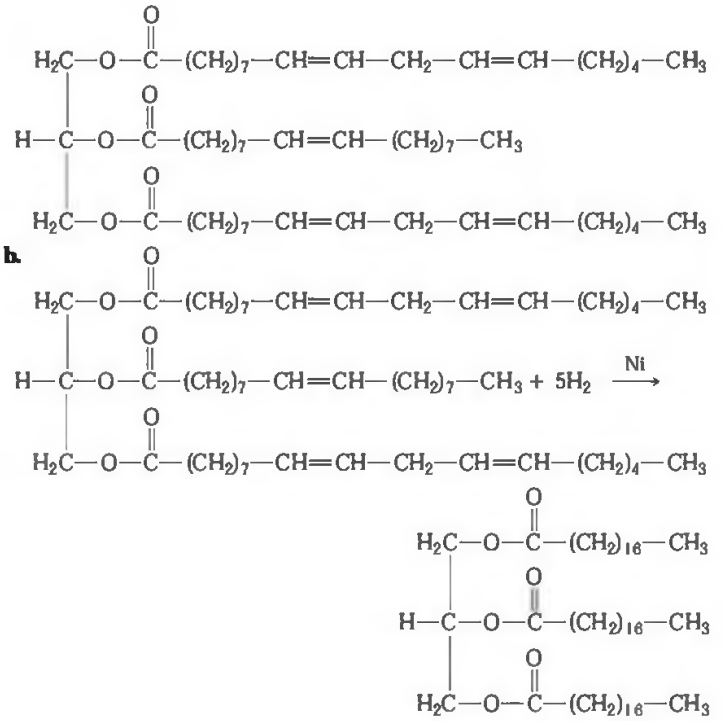
15.63



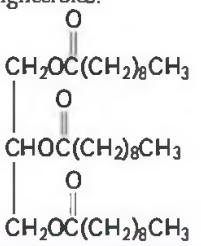
15.65 **a.**



b.



15.67 La cera de abeja y la cera de carnauba son ceras. Los aceites vegetales y el tricaprato de glicerilo (tricaprina) son triacilgliceroles.

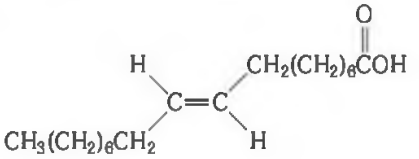


Tricaprato de glicerilo (tricaprina)

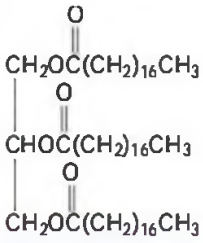
15.69 **a.** Un típico ácido graso insaturado tiene un doble enlace cis.

b. Un ácido graso insaturado de tipo cis contiene átomos de hidrógeno en el mismo lado de cada doble enlace. Un ácido graso insaturado de tipo trans tiene los átomos de hidrógeno en lados opuestos de cada doble enlace.

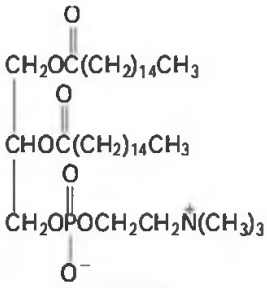
c.



15.71



Triesterato de glicerilo



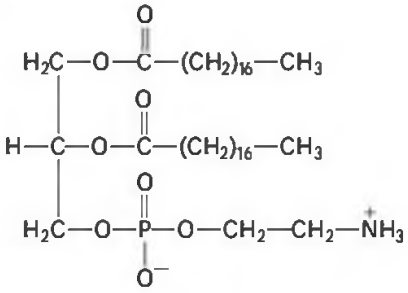
Lecitina

15.72 **a.** cera
b. esteroide
c. fosfoglicérido
d. triacilglicerol
e. jabón
f. triacilglicerol
g. triacilglicerol
h. triacilglicerol
i. esteroide
j. esteroide
k. ácido graso

15.75 **a.** 5
b. 1, 2, 3, 4
c. 2
d. 1, 2
e. 1, 2, 3, 4

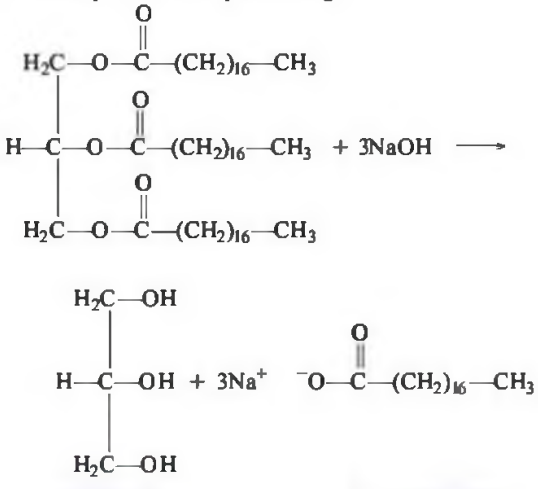
15.77 **a.** 4
b. 3
c. 1
d. 4
e. 4
f. 3
g. 2
h. 1

15.79



15.81 **a.** La adición de NaOH hidrolizará los lípidos como el triestereato de glicerilo (triestearina), formándose glicerol y sales de los ácidos grasos que son solubles en agua, y que por lo tanto hacen que se desatasque el desagüe.

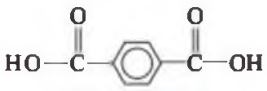
b.



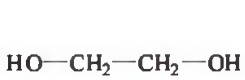
Glicerol Estearato sódico

Combina los conceptos de los capítulos 13 a 15

CC.25 El plástico identificado por las siglas PET o PETE (**p**olietilene-**t**ereftalate) se emplea en la fabricación de las botellas de plástico de muchos refrescos y envases para distintas salsas, champús y lavavajillas líquidos. En la actualidad, el PET es el plástico más reciclado. El PET es un polímero que se obtiene por reacción del ácido tereftálico con etilenglicol. En EE. UU., se reciclan anualmente 1,7 millones de libras de PET. Una vez que se separa de otros plásticos, el PET se puede utilizar en la fabricación de poliéster, de felpudos para las casas, envases para pelotas de tenis o como relleno para almohadas. La densidad del PET es de 1,38 g/ml.



Ácido tereftálico



Etilenglicol

a. Formula el éster formado por una molécula de ácido tereftálico y una molécula de etilenglicol.
b. Formula el producto formado cuando una segunda molécula de etilenglicol reacciona con el éster del apartado **a**.
c. ¿Cuántos kilogramos de PET se reciclan en un año?
d. ¿Qué volumen, en litros, de PET se recicla en un año?
e. Supongamos que en un vertedero con una superficie como la de un campo de fútbol y una profundidad de 5 m se almacenan $2{,}7 \times 10^7$ L de PET reciclado. Si todo el PET que es reciclado al año se almacenara en vertederos de estas dimensiones, ¿cuántos se podrían llenar?

CC.26 Busca en Internet o en un libro de consulta como el *Vademecum* las fórmulas estructurales y los grupos funcionales que contienen los siguientes fármacos:
a. baclofen, relajante muscular
b. anetol, agente saborizante empleado en licores como el anís o el hinojo
c. alibendol, fármaco antiespasmódico
d. pargilina, fármaco empleado para tratar la presión alta (hipertensión)
e. naproxeno, fármaco antiinflamatorio no esteroideo

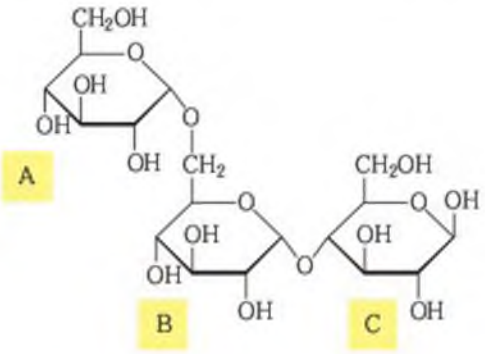
CC.27 El repelente de insectos DEET es una amida que se prepara a partir del ácido 3-metilbenzoico y dietilamina. Un pulverizador de 180 ml de este repelente contiene un 25% de DEET en masa. Partiendo de que la densidad de la disolución de DEET en el pulverizador es de 1,0 g/ml, responde a las siguientes cuestiones:
a. ¿Cuál es la estructura del DEET?
b. ¿Cuál es la fórmula molecular del DEET?
c. ¿Cuál es la masa molar (con 3 cifras significativas) del DEET?

d. ¿Cuántos gramos de DEET hay en un pulverizador?
e. ¿Cuántas moléculas de DEET hay en un pulverizador?

CC.28 El trimiristato de glicerilo (trimiristina) se encuentra en las semillas de la nuez moscada *(Myristica fragans)*. El aceite conocido como mantequilla de nuez moscada contiene un 75% de trimiristina. La nuez moscada molida es dulce y se emplea como saborizante en muchas comidas, y se usa también como lubricante y fragancia en jabones y cremas de afeitado. El miristato de isopropilo se emplea para aumentar la absorción de las cremas faciales. Formula la estructura de los siguientes compuestos:

a. ácido mirístico
b. trimiristato de glicerilo (trimiristina)
c. miristato de isopropilo
d. los productos de hidrólisis del trimiristato de glicerilo con un catalizador ácido
e. los productos de la reacción de saponificación del trimiristato de glicerilo con KOH
f. el reactivo y el producto en la oxidación del alcohol mirístico al ácido mirístico

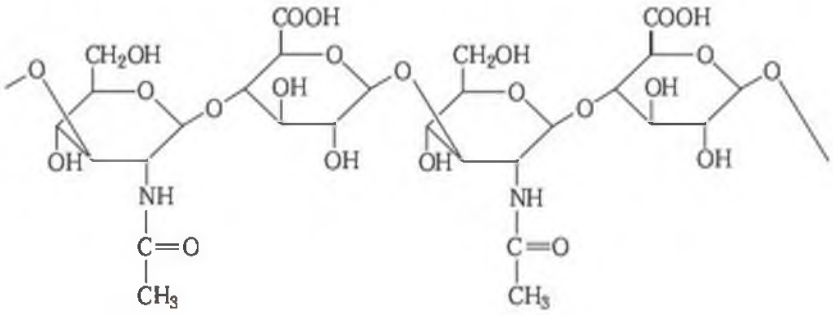
CC.29 La panosa es un trisacárido que está empezando a considerarse en la industria alimentaria como posible edulcorante.



a. ¿Cuáles son los monosacáridos A, B y C de la panosa?
b. ¿Qué tipo de enlace conecta los monosacáridos A y B?
c. ¿Qué tipo de enlace conecta los monosacáridos B y C?
d. La estructura representada, ¿es la α o la β-panosa?
e. ¿Por qué la panosa podría ser un azúcar reductor?

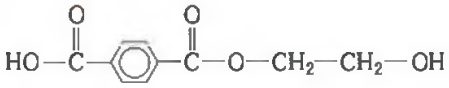
El ácido hialurónico, un polímero de 25 000 unidades de disacárido, es un componente natural del ojo, del fluido sinovial, de la piel y del cartílago. Debido a la capacidad del ácido hialurónico para absorber agua, este se emplea en muchos productos para el cuidado de la piel y en muchas inyecciones para eliminar arrugas y para el tratamiento de la artritis. Las unidades de disacárido que se repiten en la estructura del ácido hialurónico consisten en ácido D-glucónico y D-acetilglucosamina. La D-acetilglucosamina es una amida derivada del ácido acético y la D-glucosamina, en la que un grupo amino ($—NH_2$) sustituye al hidroxilo en el carbono 2 de la glucosa. Otro polímero natural es la quitina, que se obtiene del caparazón de las langostas y los cangrejos. La quitina está formada por unidades de D-acetilglucosamina conectadas por enlaces β-1,4-glicosídicos.

a. Representa las estructuras de Haworth para la reacción de oxidación del grupo hidroxilo en el carbono 6 de la β-glucosa para formar ácido β-glucónico.
b. Representa la fórmula de Haworth de la D-glucosamina.
c. Representa la fórmula de Haworth de la amida formada por reacción de D-glucosamina y ácido acético.
d. ¿Cuáles son los 2 tipos de enlaces glicosídicos que conectan a los monosacáridos?
e. Formula la estructura de una región de la quitina que contiene 3 unidades de D-acetilglucosamina conectadas por enlaces β-1,4-glicosídicos.

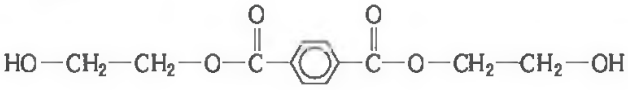


RESPUESTAS

CC.25 **a.**

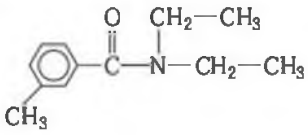


b.



c. $7{,}7 \times 10^8$ kg **d.** $5{,}6 \times 10^8$ l **e.** 21 vertederos

CC.27 **a.**



b. $C_{12}H_{17}NO$

c. 191 g/mol
d. 44 g de DEET
e. $1{,}4 \times 10^{23}$ moléculas

CC.29 **a.** A, B y C son unidades de glucosa.
b. Un enlace α-1,6-glicosídico conecta A y B.
c. Un enlace α-1,6-glicosídico conecta A y B.
d. β-panosa
e. La panosa es un azúcar reductor porque tiene un grupo hidroxilo libre en el carbono 1 de la estructura C, lo que permite a la glucosa (C) formar el grupo aldehído.

16 Aminoácidos, proteínas y enzimas

EN ESTA UNIDAD...

16.1 Funciones de las proteínas

16.2 Aminoácidos

16.3 Acidez y basicidad de los aminoácidos

16.4 Formación de péptidos

16.5 Niveles estructurales de las proteínas

16.6 Enzimas

16.7 Acción enzimática

16.8 Factores que afectan a la actividad enzimática

16.9 Cofactores enzimáticos

«Estoy criando este cordero con Lamb Lac, que es un sustituto sintético de la leche de oveja», nos cuenta Dennis Samuelson, granjero a tiempo parcial. «Una oveja tuvo trillizos y no tenía suficiente leche para alimentar a todas sus crías, así que no se estaban desarrollando del modo en que debían. El Lamb Lac está preparado con leche desnatada y suero en polvo, proteínas de leche, albúmina de huevo, los aminoácidos metionina y lisina, vitaminas y minerales».

Los técnicos veterinarios diagnostican y tratan las enfermedades de los animales, toman muestras de sangre y de tejidos y les administran medicamentos y vacunas. Por su parte, los técnicos agrónomos estudian la manera de incrementar las cosechas de las granjas y su productividad, con el fin de asegurar una fuente estable de alimentos. Buscan formas de aumentar el rendimiento de los cultivos, desarrollan técnicas más seguras para controlar las malas hierbas y las plagas y diseñan métodos para la conservación del suelo y del agua.

the Chemistry place

Visita **www.chemplace.com** y encontrarás cuestiones adicionales, tutoriales interactivos, información profesional, diapositivas en PowerPoint para repasar el capítulo, ayuda para resolver las operaciones matemáticas y casos prácticos.

La palabra *proteína* procede del término griego *proteios*, que significa «primero». Todas las proteínas humanas son polímeros construidos a partir de 20 aminoácidos diferentes, y cada una de ellas está formada por una secuencia de aminoácidos ordenados de un modo específico que determina sus características y su función biológica. Las proteínas son las responsables de la estructura de las membranas celulares, constituyen el cartílago y el tejido conectivo, transportan el oxígeno en la sangre y en los músculos, dirigen las reacciones biológicas, defienden al cuerpo frente a las infecciones y controlan los procesos metabólicos, llegando a ser, incluso, una fuente de energía.

Las funciones de las proteínas dependen de las estructuras y del comportamiento químico de los aminoácidos, que son sus bloques de construcción. En este capítulo veremos que los aminoácidos se unen mediante enlaces peptídicos y cómo su ordenamiento en estos polímeros conduce a la formación de estructuras tridimensionales únicas.

En las células de nuestro cuerpo se producen miles de reacciones químicas cada segundo a una velocidad adecuada para nuestras necesidades metabólicas. Esto es posible gracias a las enzimas, que catalizan estas reacciones: cada reacción está controlada por una enzima diferente. Por ejemplo, las enzimas digestivas de la boca, del estómago y del intestino delgado catalizan la hidrólisis de los hidratos de carbono, las grasas y las proteínas, y en las mitocondrias, las enzimas extraen de las biomoléculas la energía que necesitamos.

16.1 FUNCIONES DE LAS PROTEÍNAS

EL OBJETIVO ES...

clasificar las proteínas según su función en las células.

Los distintos tipos de proteínas del cuerpo llevan a cabo diferentes funciones. Algunas proteínas actúan como elementos estructurales, como el cartílago, los músculos, el pelo o las uñas. La lana, la seda, las plumas o los cuernos también están formados por proteínas sintetizadas por los animales. Las proteínas que actúan como enzimas regulan las reacciones biológicas, como la digestión o el metabolismo celular. Algunas proteínas, como la hemoglobina o la mioglobina, transportan el oxígeno en la sangre y en los músculos. La tabla 16.1 recoge una clasificación de las proteínas según las funciones que desempeñan en los sistemas biológicos.

WEB TUTORIAL
Functions of Proteins

TABLA 16.1 Clasificación de las proteínas según sus funciones

Clase de proteína	Función en el cuerpo	Ejemplos
Estructurales	Componentes estructurales	El *colágeno* forma los tendones y cartílagos. La *queratina* forma el cabello, la piel, la lana y las uñas.
Contráctiles	Movimiento muscular	La *miosina* y la *actina* son responsables de la contracción muscular.
Transporte	Transportan sustancias esenciales por el organismo	La *hemoglobina* transporta oxígeno. Las *lipoproteínas* transportan lípidos.
Almacenamiento	Almacenan nutrientes	La *caseína* almacena las proteínas de la leche. La *ferritina* almacena hierro en el bazo y en el hígado.
Hormonas	Regulan el metabolismo corporal y el sistema nervioso	La *insulina* regula el nivel de glucosa en la sangre. La *hormona del crecimiento* regula el crecimiento.
Enzimas	Catalizan las reacciones bioquímicas en las células	La *sacarasa* cataliza la hidrólisis de la sacarosa. La *tripsina* cataliza la hidrólisis de las proteínas.
Protectoras	Reconocen y destruyen las sustancias extrañas	Las *inmunoglobulinas* estimulan las respuestas defensivas.

EJERCICIO RESUELTO 16.1

Clasificación de las proteínas según su función

Indica el tipo de proteínas que realizan las siguientes funciones:

a. Catalizan las reacciones metabólicas de los lípidos.
b. Transportan el oxígeno por el torrente sanguíneo.
c. Almacenan los aminoácidos de la leche.

SOLUCIÓN

a. Las enzimas catalizan las reacciones metabólicas.
b. Las proteínas de transporte transportan sustancias, como el oxígeno, por la sangre.
c. Las proteínas de almacenamiento sirven de reserva de nutrientes, como los aminoácidos de la leche.

¡AHORA TÚ!

¿Qué tipo de proteínas ayudan a regular el metabolismo?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Funciones de las proteínas

16.1 Clasifica las siguientes proteínas según su función:
a. hemoglobina, responsable del transporte de oxígeno en la sangre
b. colágeno, componente mayoritario de los tendones y del cartílago
c. queratina, proteína presente en el cabello
d. amilasas, proteínas que hidrolizan el almidón

16.2 Clasifica las siguientes proteínas según su función:
a. insulina, proteína relacionada con el nivel de glucosa
b. anticuerpos, proteínas que desactivan las proteínas extrañas
c. caseína, proteína presente en la leche
d. lipasas, proteínas que hidrolizan los lípidos

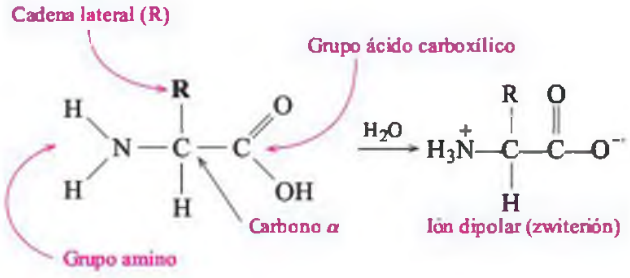
EL OBJETIVO ES...

dibujar los aminoácidos en forma de ión dipolar.

16.2 AMINOÁCIDOS

Las proteínas están formadas por bloques de construcción llamados aminoácidos. Los **aminoácidos** tienen 2 grupos funcionales, un grupo amino ($—NH_2$) y un grupo ácido carboxílico ($—COOH$). En los 20 aminoácidos que podemos encontrar en las proteínas, el grupo amino, el grupo ácido carboxílico y un átomo de hidrógeno están unidos al mismo átomo de carbono central llamado carbono α (alfa). Las proteínas humanas solo contienen 20 aminoácidos distintos que tienen diferentes propiedades según la cadena lateral (R) unida al carbono α.

Estructura general de un α-aminoácido



Aunque resulta más cómodo dibujar los aminoácidos con sus grupos funcionales en estado neutro, en realidad se encuentran ionizados al pH de la mayoría de los fluidos corporales. En condiciones fisiológicas, el grupo —COOH pierde un H^+ para formar $—COO^-$ y el grupo $—NH_2$ gana un H^+ formando $—NH_3^+$. Al tener un extremo con carga positiva y otro con carga negativa, los aminoácidos son iones dipolares, también llamados **zwiteriones**.

Clasificación de los aminoácidos

Los **aminoácidos no polares** tienen una cadena lateral alquílica o aromática, y son *hidrófobos* (repelen el agua). Los **aminoácidos polares** tienen cadenas laterales con grupos polares, como hidroxilo (—OH), tiol (—SH) o amida ($—CONH_2$), que interaccionan con el agua y son *hidrófilos* (atraen el agua). Las cadenas laterales de los **aminoácidos ácidos** contienen grupos carboxilo (—COOH) que se comportan como ácidos débiles. Las cadenas laterales de los **aminoácidos básicos** contienen grupos amino que tienen un carácter básico débil. Las estructuras de las cadenas laterales (R), los nombres comunes y las abreviaturas o códigos de 3 letras de los 20 α-aminoácidos que forman las proteínas se recogen en la tabla 16.2. Los puntos isoeléctricos, representados por la abreviatura pI, se explican en el apartado 16.3.

EJERCICIO RESUELTO 16.2

Fórmulas estructurales de los aminoácidos

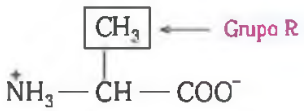
Dibuja la estructura del ión dipolar y escribe la abreviatura de los siguientes aminoácidos:

a. alanina ($R = —CH_3$) **b.** serina ($R = —CH_2OH$)

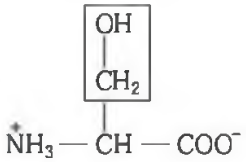
SOLUCIÓN

a. El ión dipolar se dibuja uniendo la cadena lateral (R) al átomo central del aminoácido en forma de ión dipolar:

alanina (Ala)



b. serina (Ser)



¡AHORA TÚ!

Clasifica los aminoácidos del problema anterior como polares o no polares.

Estereoquímica de los aminoácidos

Todos los α-aminoácidos, a excepción de la glicina, son quirales, ya que el carbono α está unido a 4 sustituyentes diferentes. Por tanto, los aminoácidos presentan isomería óptica, con isómeros L o D. Podemos dibujar las proyecciones de Fischer de los α-aminoácidos del mismo modo que hicimos en el capítulo 12 para los aldehídos, colocando el grupo carboxilato en el extremo superior y la cadena lateral en el inferior. En el isómero L, el grupo $—NH_3^+$ queda situado a la izquierda del observador, mientras que en el isómero D queda a la derecha. En los sistemas biológicos, las proteínas solamente están formadas por los isómeros L. Aunque en la naturaleza también es posible encontrar aminoácidos D, estos no se encuentran

TABLA 16.2 Los 20 aminoácidos que forman las proteínas

Aminoácidos no polares

Glicina (Gly) 6,0*

Alanina (Ala) 6,0

Valina (Val) 6,0

Leucina (Leu) 6,0

Isoleucina (Ile) 6,0

Fenilalanina (Phe) 5,5

Metionina (Met) 5,7

Prolina (Pro) 6,3

Triptófano (Trp) 5,9

Aminoácidos polares (neutros)

Serina (Ser) 5,7

Treonina (Thr) 5,6

Tirosina (Tyr) 5,7

Cisteína (Cys) 5,1

Asparagina (Asn) 5,4

Glutamina (Gln) 5,7

Aminoácidos ácidos

Ácido aspártico (Asp) 2,8

Ácido glutámico (Glu) 3,2

Aminoácidos básicos

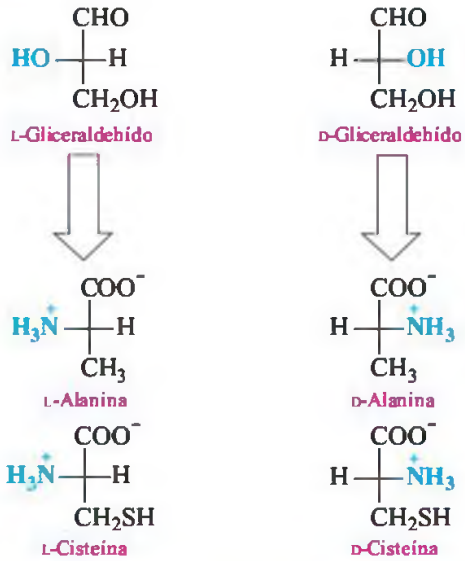
Histidina (His) 7,6

Lisina (Lys) 9,7

Arginina (Arg) 10,8

*Punto isoeléctrico

en las proteínas. Comparemos los isómeros L- y D-gliceraldehído y los isómeros L- y D-alanina y L- y D-cisteína



EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Aminoácidos

16.3 Indica los grupos funcionales de todos los α-aminoácidos.

16.4 ¿Cómo compararías la polaridad de las cadenas laterales de la leucina y de la serina?

16.5 Dibuja el ión dipolar de los siguientes aminoácidos:
a. alanina **b.** treonina
c. ácido glutámico **d.** fenilalanina

16.6 Dibuja el ión dipolar de los siguientes aminoácidos:
a. lisina **b.** ácido aspártico
c. leucina **d.** tirosina

16.7 Clasifica los aminoácidos del problema 16.5 como hidrófobos (no polares), hidrófilos (polares, neutros), ácidos o básicos.

16.8 Clasifica los aminoácidos del problema 16.6 como hidrófobos (no polares), hidrófilos (polares, neutros), ácidos o básicos.

16.9 Nombra los aminoácidos representados por las siguientes abreviaturas:
a. Ala **b.** Val
c. Lys **d.** Cys

16.10 Nombra los aminoácidos representados por las siguientes abreviaturas:
a. Trp **b.** Met
c. Pro **d.** Gly

16.11 Dibuja la proyección de Fischer de los siguientes aminoácidos:
A. L-valina **B.** D-cisteína

16.12 Dibuja la proyección de Fischer de los siguientes aminoácidos:
A. L-treonina **B.** D-valina

16.3 ACIDEZ Y BASICIDAD DE LOS AMINOÁCIDOS

EL OBJETIVO ES...

dibujar la estructura de un aminoácido ionizado a un pH por encima o por debajo del pI.

A un cierto valor de pH, llamado **punto isoeléctrico (pI),** las cargas positivas y negativas de los aminoácidos están equilibradas, por lo que la carga global es cero. Cuando un aminoácido está en una disolución más ácida que el pI (menor pH), el grupo $—COO^-$ acepta un H^+ para formar —COOH, y debido a que el grupo $—NH_3^+$ permanece como tal, el aminoácido tiene una carga global positiva 1+. En una disolución más básica que el pI (mayor pH), el grupo $—NH_3^+$ pierde un H^+. En este caso, como el aminoácido tiene un grupo carboxilato $—COO^-$, la carga global negativa es 1−.

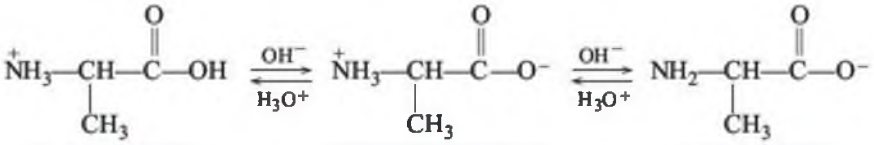
Condiciones	pH < pI	pH = pI	pH > pI
Variación de H^+	$[H^+]$ ↑	Ninguna	$[H^+]$ ↓
Grupos ionizados	—COOH $—NH_3^+$	$—COO^-$ $—NH_3^+$	$—COO^-$ $—NH_2$
Carga del aminoácido	1+	0	1−

Profesiones con química

Especialista en rehabilitación

«Me interesan los aspectos biomecánicos de la rehabilitación, como por ejemplo los ejercicios de fortalecimiento para que la gente pueda volver a realizar sus actividades cotidianas», nos cuenta Minna Robles, especialista en rehabilitación. «Ahora estoy colocando una prótesis en la muñeca que ayudará a una paciente a levantar la mano. Este ejercicio también contribuirá a que los músculos y el tejido blando de la muñeca se curen. El conocimiento de los compuestos químicos del cuerpo, el modo en que interaccionan y cómo afectan al cuerpo es importante para nuestro trabajo. Por ejemplo, frecuentemente utilizamos la técnica conocida como liberación miofacial, en la que aplicamos presión a una parte del cuerpo para que aumente la circulación, con lo que se consigue una mejor movilización de los tejidos blandos y se mejora la amplitud del movimiento».

Analicemos los cambios que se producen en las formas iónicas de la alanina al pasar del ión dipolar (pI = 6,0) al ión positivo, que se forma en una disolución más ácida, y, finalmente, al ión negativo, que aparece en una disolución básica.



Alanina a pH < 6 (carga = 1+) — Ión dipolar de la alanina pH = 6.0 (carga = 0) — Alanina a pH > 6 (carga = 1−)

Los valores de pI de los aminoácidos polares y de los no polares se encuentran entre 5,1 y 6,0. Los valores de pI de los aminoácidos ácidos son menores (alrededor de 3), porque los grupos carboxilo de las cadenas laterales también aceptan H^+. Los valores de pI de los aminoácidos básicos son mayores (entre 7,6 y 10,8), ya que los grupos amino de las cadenas laterales también ceden H^+. En la tabla 16.2 se incluyen los valores de pI debajo del nombre de cada aminoácido.

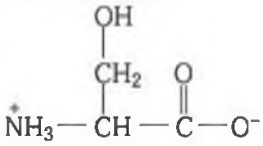
EJERCICIO RESUELTO 16.3

Aminoácidos en medio ácido y básico

Dibuja la fórmula estructural de la serina a pH 5,7, que es su pI.

SOLUCIÓN

La serina está en la forma de ión dipolar en el pI, con el grupo ácido carboxílico y el grupo amino ionizados.



Ión dipolar de la serina

¡AHORA TÚ!

Dibuja la estructura de la serina a un pH menor que su pI (5,7).

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Acidez y basicidad de los aminoácidos

16.13 Dibuja los siguientes aminoácidos en forma de ión dipolar:
a glicina **b** cisteína **c** serina **d** alanina

16.14 Dibuja los siguientes aminoácidos en forma de ión dipolar:
a fenilalanina **b** metionina **c** leucina **d** valina

16.15 Dibuja el ión positivo (ión de la forma ácida) de los aminoácidos del problema 16.13, a un pH inferior a 1,0.

16.16 Dibuja el ión negativo (ión de la forma básica) de los aminoácidos del problema 16.13, a un pH superior a 12,0.

16.17 Las siguientes formas iónicas de la valina, ¿existirán a un pH mayor, menor o igual al pI?

a $H_2N—CH(CH)—COO^-$, CH_3, CH_3 **b** $H_3\overset{+}{N}—CH(CH)—COOH$, CH_3, CH_3

c $H_3\overset{+}{N}—CH(CH)—COO^-$, CH_3, CH_3

16.18 Las siguientes formas iónicas de la serina, ¿existirán a un pH mayor, menor o igual al pI?

a $H_3\overset{+}{N}—CH(CH_2OH)—COO^-$ **b** $H_3\overset{+}{N}—CH(CH_2OH)—COOH$

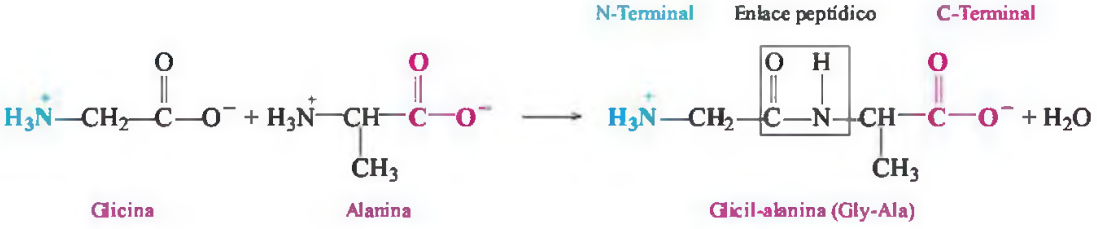
c $H_2N—CH(CH_2OH)—COO^-$

16.4 FORMACIÓN DE PÉPTIDOS

EL OBJETIVO ES...

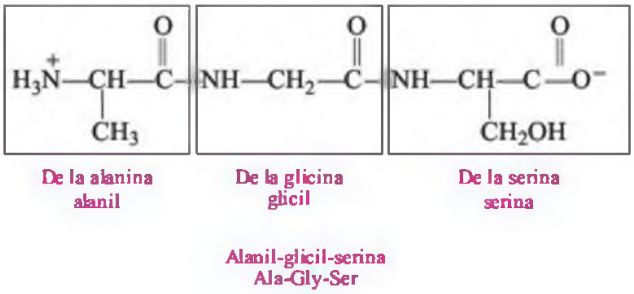
dibujar la estructura de un dipéptido.

Cuando 2 o más aminoácidos se unen entre sí, forman un **péptido**. El **enlace peptídico** es el enlace de tipo amida que se forma cuando el grupo —COO^- de un aminoácido reacciona con el grupo —NH_3^+ de otro aminoácido. Dos aminoácidos unidos entre sí mediante un enlace peptídico forman un *dipéptido*. La formación del dipéptido de glicina y alanina se puede representar del modo que se recoge en la figura 16.1. En un péptido, el aminoácido que se escribe a la izquierda, con el grupo —NH_3^+ libre, se llama aminoácido **N-terminal**. El aminoácido **C-terminal** es el último aminoácido de la cadena y tiene el grupo —COO^- libre.



Nomenclatura de péptidos

Para nombrar un péptido, se comienza por el aminoácido N-terminal y después se nombran los demás aminoácidos separados por guiones, según el orden determinado por la secuencia, con la terminación *il*. Finalmente, se indica el nombre completo del aminoácido C-terminal. Por ejemplo, un tripéptido formado por alanina, glicina y serina se nombra como alanil-glicil-serina. Por comodidad, la secuencia de aminoácidos en el péptido se suele indicar mediante sus correspondientes abreviaturas o códigos de 3 letras.



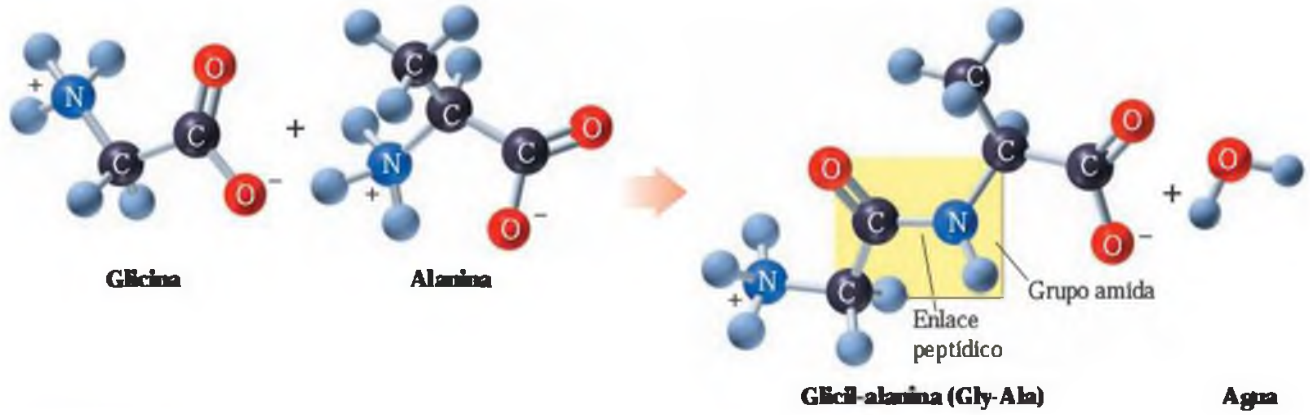


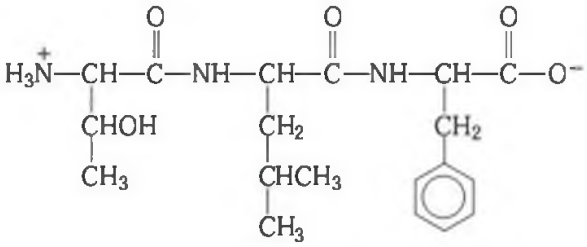
FIGURA 16.1 Formación de un enlace peptídico entre las formas iónicas dipolares de la glicina y de la alanina, para formar el dipéptido glicil-alanina.

P ¿Entre qué grupos funcionales de la glicina y de la alanina se establece el enlace peptídico?

EJERCICIO RESUELTO 16.4

Identificación de un tripéptido

Observa el siguiente tripéptido:



a. ¿Cuál es el aminoácido N-terminal? ¿Cuál es el aminoácido C-terminal?
b. ¿Cuál es la serie de abreviaturas de la secuencia de aminoácidos del tripéptido?

SOLUCIÓN

a. La treonina es el aminoácido N-terminal, la fenilalanina es el C-terminal.
b. Thr-Leu-Phe.

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es el nombre completo del tripéptido del ejercicio resuelto 16.4?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Formación de péptidos

16.19 Dibuja las fórmulas estructurales condensadas de los siguientes péptidos y nómbralos mediante las correspondientes abreviaturas:
a. alanil-fenilalanina
b. serinil-fenilalanina
c. glicil-alanil-glicina
d. valinil-isoleucil-triptófano

16.20 Dibuja las fórmulas estructurales condensadas de los siguientes péptidos y nómbralos mediante las correspondientes abreviaturas:
a. metionil-ácido aspártico
b. alanil-triptófano
c. metionil-glutamil-lisina
d. histidil-glicil-glutamil-alanina

16.5 NIVELES ESTRUCTURALES DE LAS PROTEÍNAS

EL OBJETIVO ES...

identificar los niveles estructurales de las proteínas.

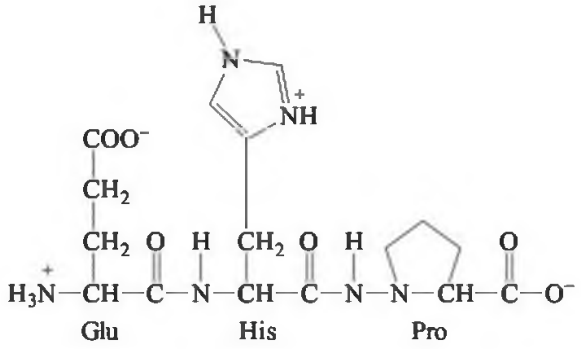
Cuando una cadena polipeptídica contiene más de 50 aminoácidos, por lo general, se llama **proteína**. Cada una de las proteínas de nuestro cuerpo posee una secuencia de aminoácidos única que determina su función biológica.

Estructura primaria

WEB TUTORIAL
Structure of Proteins
Primary and Secondary Structure

La **estructura primaria** de una proteína es su secuencia particular de aminoácidos, unidos mediante enlaces peptídicos. Por ejemplo, la hormona que estimula la tiroides para que genere tiroxina es un tripéptido con una secuencia de aminoácidos Glu-His-Pro. A pesar de que otras secuencias de aminoácidos serían posibles, como His-Pro-Glu o Pro-His-Glu, estas

no presentan ninguna actividad hormonal. Como se ve, la función biológica de los péptidos y de las proteínas depende de su secuencia de aminoácidos.



La primera proteína cuya estructura primaria se determinó fue la insulina, que es la hormona que regula el nivel de glucosa en la sangre. En la estructura primaria de la insulina humana hay 2 cadenas polipeptídicas: la cadena A contiene 21 aminoácidos y la cadena B está formada por 30. Las 2 cadenas polipeptídicas se mantienen unidas mediante los puentes disulfuro que se establecen entre las cadenas laterales de las unidades de serina presentes en ambas cadenas (fig. 16.2). En la actualidad, para el tratamiento de la diabetes se emplea insulina humana sintetizada mediante ingeniería genética.

Estructura secundaria

La **estructura secundaria** de una proteína es el tipo de estructura que se origina cuando los aminoácidos que la forman se unen entre sí mediante enlaces de hidrógeno o con otra cadena polipeptídica. Los 3 tipos más comunes de estructura secundaria son la *hélice alfa*, la *hoja plegada beta* y la *triple hélice*.

En la **hélice alfa (hélice α)** se establecen enlaces de hidrógeno entre los grupos N—H y los átomos de oxígeno de los grupo C = O de aminoácidos bastante alejados entre sí en la cadena (fig. 16.3). Al formarse un elevado número de enlaces de hidrógeno a lo largo de la cadena polipeptídica, esta adquiere una estructura helicoidal, como un cable de teléfono enrollado en espiral, o un muelle. Las cadenas laterales (grupos R) de los diferentes α-aminoácidos se disponen hacia fuera de la hélice.

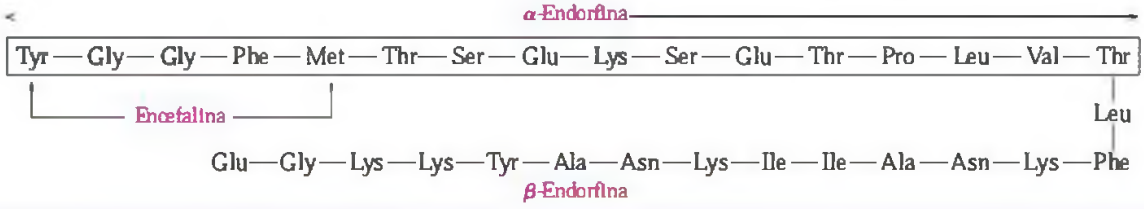
Química y salud

Opiáceos endógenos

El cuerpo produce de modo natural analgésicos, como las encefalinas y las endorfinas, que son unos polipéptidos que se unen a ciertos receptores del cerebro aliviando el dolor. Parece que este efecto es el responsable de la sensación de placer que experimentan algunos atletas, de la ausencia momentánea de dolor tras una lesión grave o de los efectos analgésicos de la acupuntura.

Las *encefalinas*, pentapéptidos que se encuentran en el tálamo y en la médula espinal, son las moléculas con actividad opiácea más pequeñas que se conocen. La secuencia de aminoácidos de las encefalinas también se encuentra incluida en la cadena más larga de las endorfinas.

Se han identificado 4 grupos de *endorfinas:* las α-endorfinas (que contienen 16 aminoácidos), las β-endorfinas (31), las γ-endorfinas (17) y las δ-endorfinas (con 27 aminoácidos). Las endorfinas producen su efecto sedante bloqueando la liberación de la sustancia P, un polipéptido formado por 11 aminoácidos que transmite al cerebro los impulsos nerviosos relacionados con el dolor.



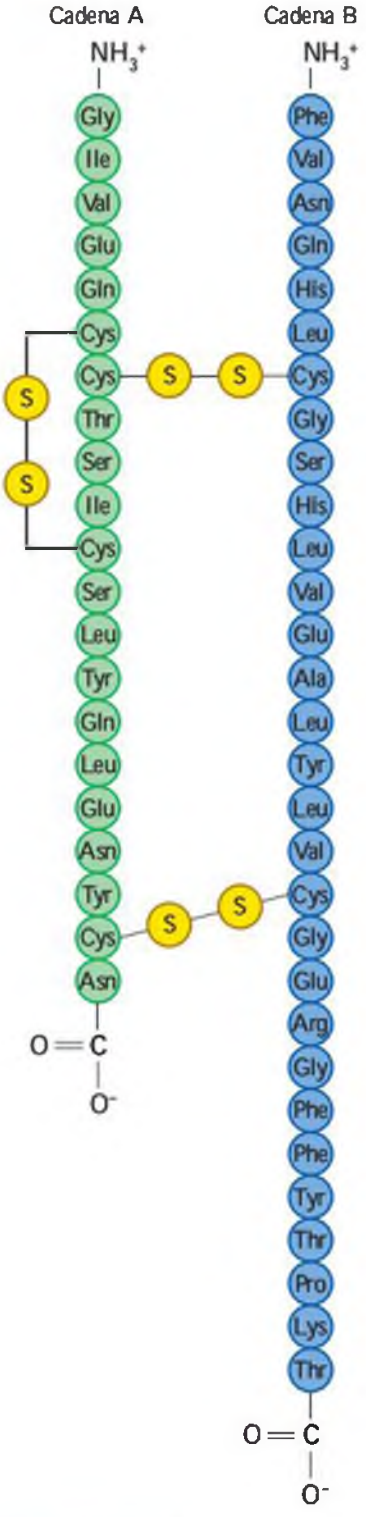


FIGURA 16.2 Secuencia de aminoácidos de la insulina humana y su estructura primaria.
P ¿Qué tipos de enlace conforman la estructura primaria de las proteínas?

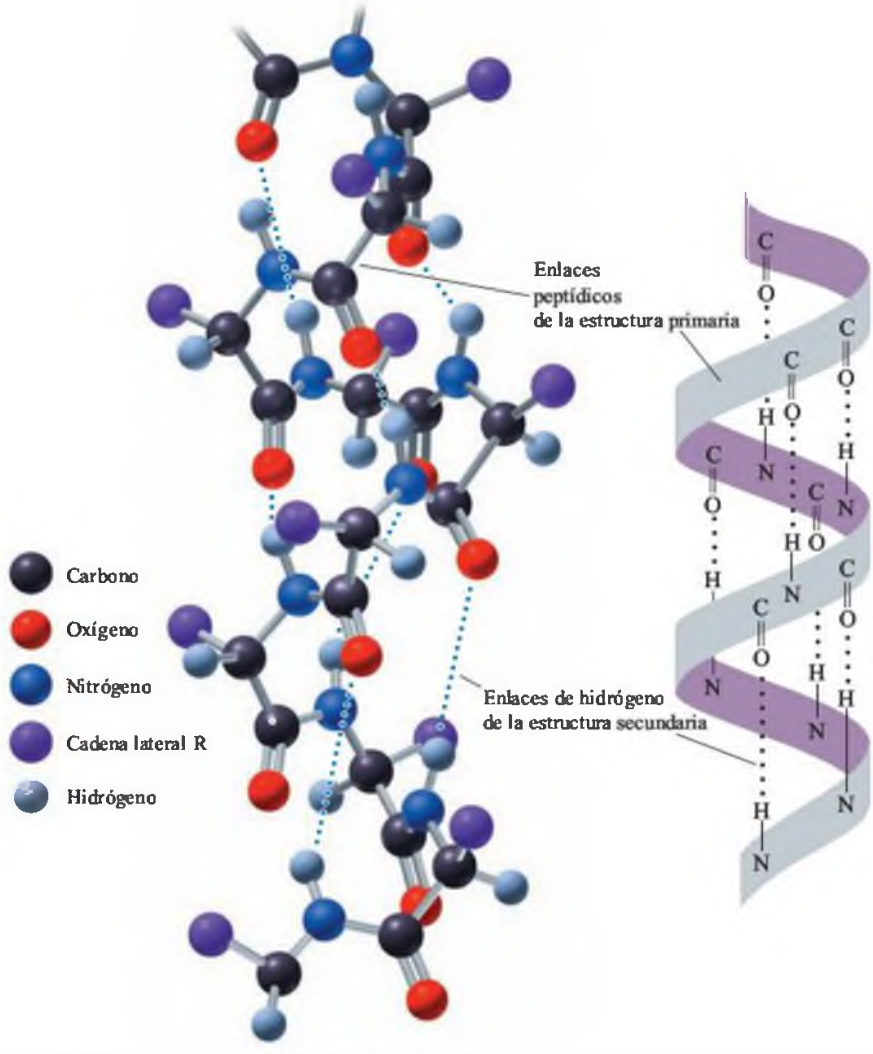


FIGURA 16.3 En la hélice α (alfa), la forma helicoidal se origina a consecuencia de los enlaces de hidrógeno que se forman entre el N—H de un enlace peptídico en un giro y el C=O de otro enlace peptídico en el siguiente giro.
P ¿Cuáles son las cargas parciales del H en el enlace N—H y del O en el grupo C=O que posibilitan la formación de enlaces de hidrógeno?

Otro tipo de estructura secundaria es la **hoja plegada beta (hoja plegada β)**, en la que los enlaces de hidrógeno que se forman entre las cadenas polipeptídicas propician que estas se mantengan al lado unas de otras, como en una hoja doblada o plegada. Por ejemplo, en las fibras de seda, la abundancia de glicina, alanina y serina —que son aminoácidos con cadenas laterales pequeñas— hace que las hojas plegadas β se empaqueten de un modo muy compacto, lo que les confiere fortaleza, flexibilidad y durabilidad (fig. 16.4).

El **colágeno** es la proteína más abundante y constituye hasta un tercio de las proteínas de los vertebrados. Se encuentra en el tejido conectivo, en los vasos sanguíneos, en la piel, los tendones, los ligamentos, la córnea de los ojos y el cartílago. La fuerte estructura del colágeno es el resultado del entrelazado de 3 polipéptidos, que forman una **hélice triple** similar a una trenza (fig. 16.5). El colágeno tiene un elevado contenido en glicina (33%), prolina (22%), alanina (12%) y cantidades menores de hidroxiprolina y de hidroxilisina. Las formas hidroxi

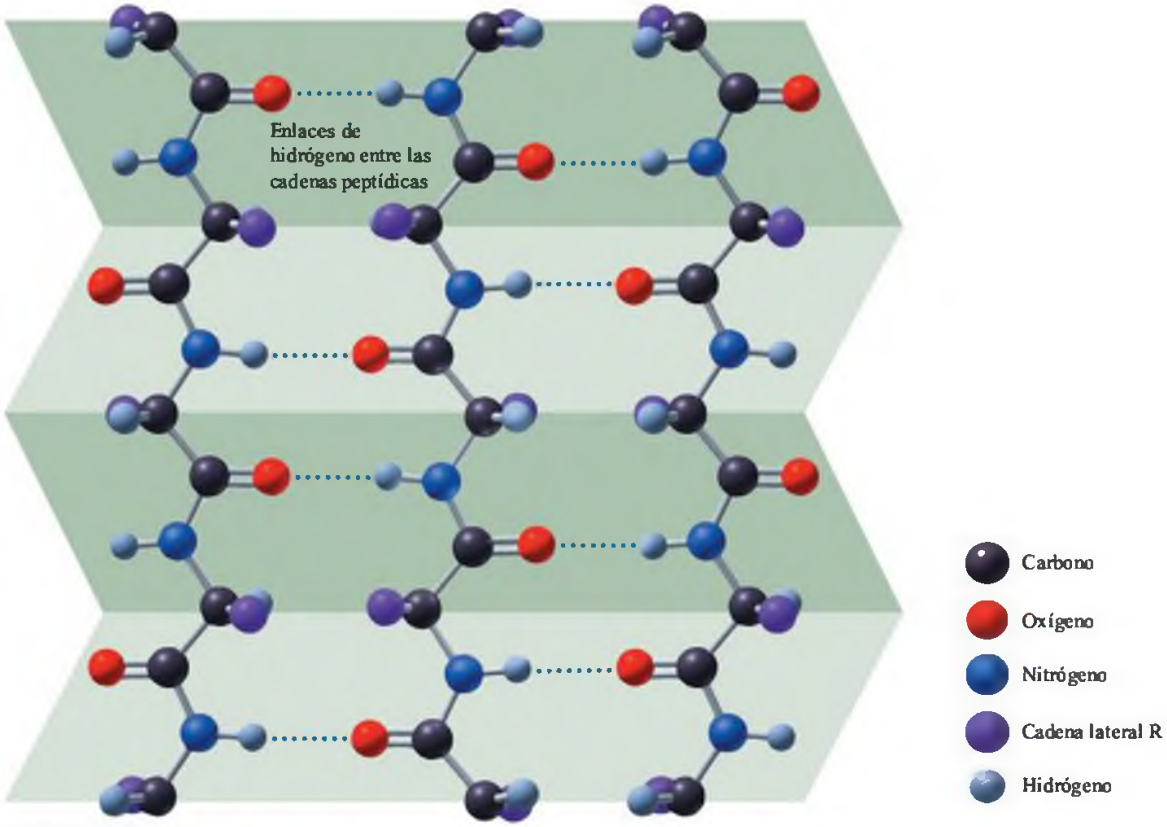
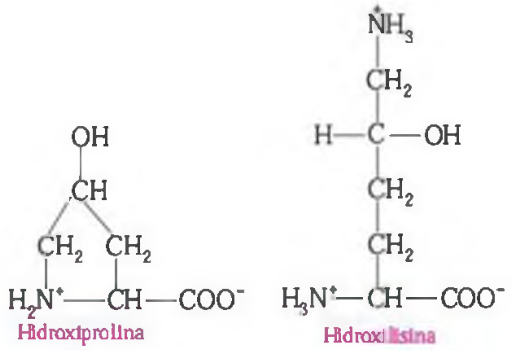


FIGURA 16.4 En la estructura secundaria tipo hoja plegada beta (hoja plegada β) se forman enlaces de hidrógeno entre las cadena peptídicas.
P ¿En qué difieren los enlaces de hidrógeno que se forman en la hoja plegada β y en la hélice α?

de la prolina y de la lisina contienen grupos —OH que forman enlaces de hidrógeno entre las cadenas laterales y fortalecen la estructura de triple hélice del colágeno.



Cuando se sigue una dieta deficiente en vitamina C, las fibrillas de colágeno se debilitan, ya que las enzimas que se encargan de producir hidroxiprolina e hidroxilisina necesitan vitamina C. Al haber menos grupos —OH, se establecen menos enlaces de hidrógeno entre las fibrillas de colágeno. Por otro lado, a medida que las personas envejecemos, se producen más entrecruzamientos entre las fibrillas, lo que va volviendo al colágeno menos elástico. Los huesos, el cartílago y los tendones se vuelven más quebradizos, y aparecen arrugas en la piel, que pierde su elasticidad.

Estructura terciaria

La **estructura terciaria** de las proteínas se origina por las atracciones y repulsiones que se establecen entre los grupos de las cadenas laterales de los aminoácidos. Al producirse interacciones entre diferentes zonas de la cadena polipeptídica, algunos fragmentos de la misma cadena se retuercen y se pliegan, de modo que la proteína adquiere una estructura tridimensional característica (fig. 16.5). La estructura terciaria de las proteínas se establece, pues, por interacciones entre las cadenas laterales de los aminoácidos de una zona determinada de la cadena polipeptídica con las de los aminoácidos de otras regiones de la proteína. En la tabla 16.3 se recogen las interacciones estabilizantes responsables de la estructura terciaria.

1. Las **interacciones hidrófobas** se establecen entre cadenas laterales no polares. En las proteínas, los aminoácidos con cadenas laterales no polares tienden a alejarse lo máximo posible del medio externo acuoso, por lo que se forma un centro hidrófobo en el interior de la proteína.
2. Las **interacciones hidrófilas** se establecen entre el medio acuoso externo y los aminoácidos con cadenas polares o ionizadas. En las proteínas globulares, la cadena polar tiende a colocarse en la superficie exterior para formar enlaces de hidrógeno con el agua.
3. Los **puentes salinos** son enlaces iónicos entre las cadenas laterales de los aminoácidos básicos y ácidos, que tienen cargas positivas y negativas respectivamente. Por ejemplo, cuando la cadena lateral de la lisina se ioniza, adquiere carga positiva, mientras que la cadena lateral del ácido aspártico adquiere carga negativa al ionizarse. La atracción electrostática entre estas cadenas laterales con carga opuesta forma un enlace iónico o puente salino bastante fuerte.
4. Los **enlaces de hidrógeno** se establecen entre el H de un grupo lateral y el O o N de otro aminoácido. Por ejemplo, entre los —OH de 2 serinas se puede formar un enlace de hidrógeno, al igual que entre el —OH de una serina y el $—NH_2$ de la cadena lateral de la glutamina.
5. Los **puentes disulfuro** (—S—S—) son enlaces covalentes que se forman entre los grupos —SH de 2 cisteínas de la cadena polipeptídica.

TABLA 16.3 Interacciones responsables de la estructura terciaria

Tipo de interacción	Naturaleza del enlace
Interacciones hidrófobas	Atracciones entre grupos no polares
Interacciones hidrófilas	Atracciones entre grupos polares o ionizados y el agua en la superficie de la estructura terciaria
Puentes salinos	Interacciones iónicas entre aminoácidos ácidos y básicos ionizados
Enlaces de hidrógeno	Interacciones entre H y O o N
Puentes disulfuro	Enlaces covalentes fuertes entre los átomos de azufre de 2 cisteínas

EJERCICIO RESUELTO 16.5

Interacciones en la estructura terciaria

¿Qué tipo de atracción cabe esperar entre las cadenas laterales de los siguientes aminoácidos?

a. cisteína y cisteína
b. ácido glutámico y lisina

SOLUCIÓN

a. Como la cisteína contiene una cadena lateral con un grupo —SH, se puede formar un puente disulfuro.

WEB TUTORIAL
Tertiary and Quaternary Structure

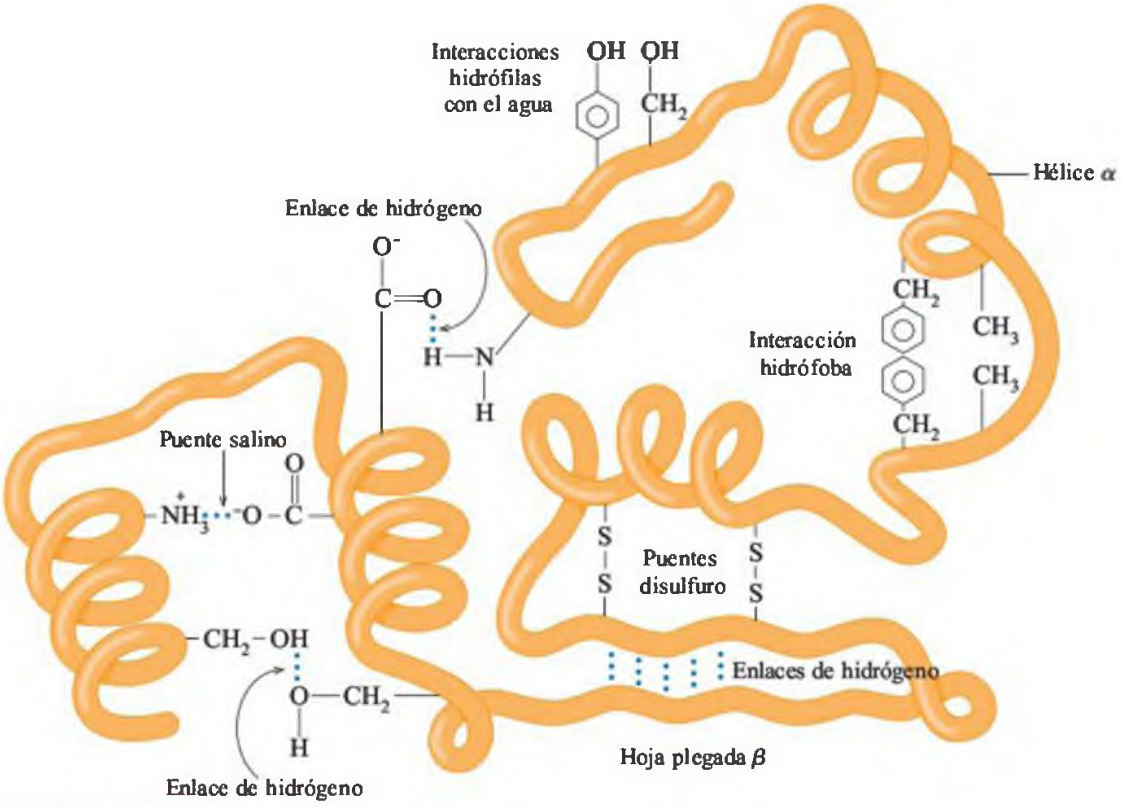


FIGURA 16.5 Las interacciones entre las cadenas laterales de los aminoácidos hacen que las proteínas se plieguen, generando una estructura tridimensional llamada *estructura terciaria*.

P ¿Por qué en la estructura terciaria una sección de la proteína se mueve hacia dentro mientras que otra sección permanece en el exterior?

b. Se puede formar un puente salino por atracción entre el $—COO^-$ de la cadena lateral del ácido glutámico y el $—NH_3^+$ de la cadena lateral de lisina.

¡AHORA TÚ!

En la estructura terciaria de una proteína, ¿dónde crees que encontraríamos la valina y la leucina, en el interior o en el exterior? ¿Por qué?

Proteínas globulares y fibrosas

Las **proteínas globulares** se caracterizan por su forma compacta y esférica, que se debe a que algunas secciones de sus cadenas polipeptídicas se pliegan unas encima de otras. Por lo general, las proteínas que realizan la mayoría de las funciones celulares —como la síntesis, el transporte y el metabolismo— son globulares.

La mioglobina es una proteína globular que almacena el oxígeno en el músculo esquelético. Los músculos de los mamíferos marinos, como las focas y las ballenas, contienen elevadas concentraciones de mioglobina, lo que les permite permanecer bajo el agua durante largos períodos. La mioglobina está formada por 153 aminoácidos unidos en una única cadena polipeptídica. La estructura secundaria en hélice α de la mioglobina involucra aproximadamente las tres cuartas partes de la cadena. Además, la cadena polipeptídica, incluyendo las regiones helicoidales, se dobla sobre sí misma, formando una estructura terciaria compacta (fig. 16.6) en la que aparece una cavidad o bolsillo en la que se aloja un grupo hemo que se une con el oxígeno (O_2), almacenándolo.

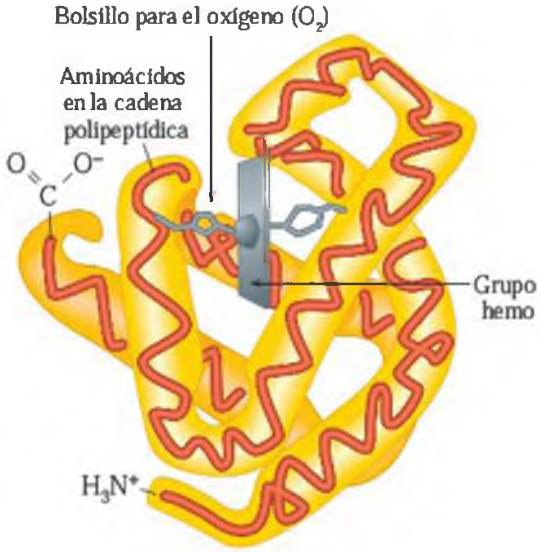


FIGURA 16.6 La mioglobina es una proteína globular con un grupo hemo en un bolsillo de su estructura terciaria, que se une al oxígeno y lo transporta a los tejidos.

P Los aminoácidos hidrófilos, ¿se encontrarán en el exterior o en el interior de la mioglobina?

Química y salud

Los aminoácidos esenciales

De los 20 aminoácidos que participan en la construcción de proteínas, el cuerpo solo sintetiza 10. Los 10 aminoácidos restantes, que se recogen en la tabla 16.4, son los denominados *aminoácidos esenciales*, que deben obtenerse de las proteínas ingeridas en la dieta.

TABLA 16.4 Aminoácidos esenciales

Arginina (Arg)*	Metionina (Met)
Histidina (His)*	Fenilalanina (Phe)
Isoleucina (Ile)	Treonina (Thr)
Leucina (Leu)	Triptófano (Trp)
Lisina (Lys)	Valina (Val)

*Esenciales para los niños, no para los adultos.

Las *proteínas completas* contienen todos los aminoácidos esenciales y se encuentran en la mayoría de los alimentos de origen animal, como los huevos, la leche, la carne, el pescado o las aves. Sin embargo, la gelatina y las proteínas de origen vegetal, como los cereales, las judías o las nueces, son *proteínas incompletas*, ya que carecen de uno o varios aminoácidos esenciales. Por tanto, las dietas basadas en alimentos de origen vegetal deben incluir una variedad adecuada de proteínas, para que quien las observe obtenga todos los aminoácidos esenciales. Por ejemplo, una dieta a base de arroz y judías proporciona todos los aminoácidos esenciales, ya que son 2 fuentes de proteínas complementarias. El arroz contiene metionina y triptófano, de los que carecen las judías, mientras que estas contienen lisina, que no está presente en el arroz (tabla 16.5).

TABLA 16.5 Deficiencia de aminoácidos de algunos vegetales y cereales

Alimento	Aminoácido no presente
Huevos, leche, carne, pescado, aves	Ninguno
Trigo, arroz, avena	Lisina
Maíz	Lisina, triptófano
Judías	Metionina, triptófano
Guisantes	Metionina
Almendras, nueces	Lisina, triptófano
Soja	Metionina

Las **proteínas fibrosas** están formadas por estructuras fibrosas largas y finas. Por lo general, están involucradas en la formación de las estructuras celulares y de los tejidos. La α- y la β-queratina son 2 ejemplos de proteínas fibrosas. Las α-queratinas son las proteínas que forman el cabello, la lana, la piel y las uñas. Así, en el cabello, se entrelazan 3 hélices α como si formasen una trenza para generar una fibrilla en la que las hélices α se mantienen unidas mediante los puentes disulfuro (—S—S—) que se establecen entre las cadenas laterales de las unidades de cisteína, muy abundantes en el cabello. La unión de varias fibrillas forma un filamento de cabello. Las β-queratinas son las proteínas de las plumas de los pájaros y las escamas de los reptiles, y un alto porcentaje de su estructura es del tipo hoja plegada β.

Estructura cuaternaria: la hemoglobina

Cuando una proteína biológicamente activa está formada por 2 o más subunidades polipeptídicas, se la denomina **estructura cuaternaria**. La hemoglobina, una proteína globular que transporta el oxígeno en la sangre, está constituida por 4 cadenas polipeptídicas o subunidades, 2 cadenas β y 2 cadenas α (fig. 16.7). Las subunidades se mantienen unidas en la estructura cuaternaria gracias a las mismas interacciones que formaban la estructura terciaria: enlaces de hidrógeno y puentes salinos entre los grupos laterales, puentes disulfuro y atracciones hidrófobas. Cada subunidad contiene un grupo hemo que se une al oxígeno. En las moléculas de hemoglobina de los adultos, es necesario que las 4 subunidades se unan entre sí para que la hemoglobina pueda transportar adecuadamente el oxígeno, de modo que la estructura cuaternaria completa de la hemoglobina puede transportar hasta 4 moléculas de oxígeno. En la tabla 16.6 y en la figura 16.8 se recogen los distintos niveles estructurales de las proteínas.

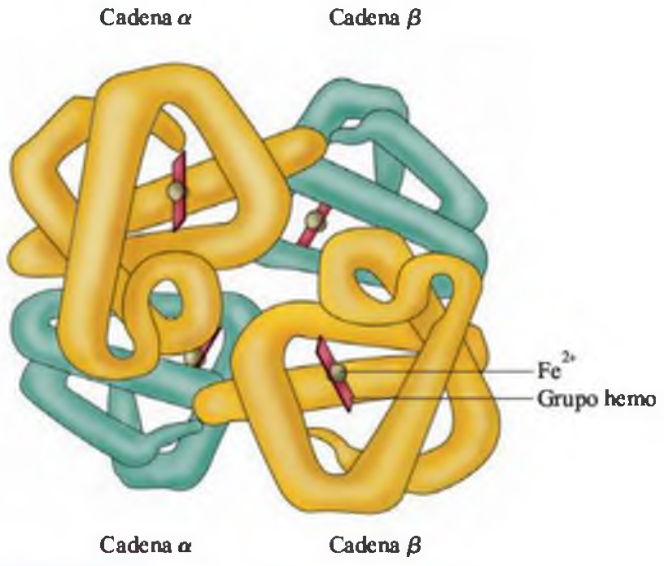


FIGURA 16.7 La estructura cuaternaria de la hemoglobina está formada por 4 subunidades polipeptídicas, cada una de las cuales contiene un grupo hemo que se une a una molécula de oxígeno.
P ¿Cuál es la diferencia entre el nivel estructural terciario y el cuaternario?

TABLA 16.6 Niveles estructurales de las proteínas

Nivel estructural	Características
Primario	Secuencia de aminoácidos
Secundario	Hélice α, hoja plegada β o hélice triple formada por enlaces de hidrógeno entre enlaces peptídicos
Terciario	Plegamiento de la proteína formando una estructura compacta y tridimensional estabilizada por interacciones entre las cadenas laterales de los aminoácidos
Cuaternario	Combinación de 2 o más subunidades de proteína para formar una gran proteína biológicamente activa

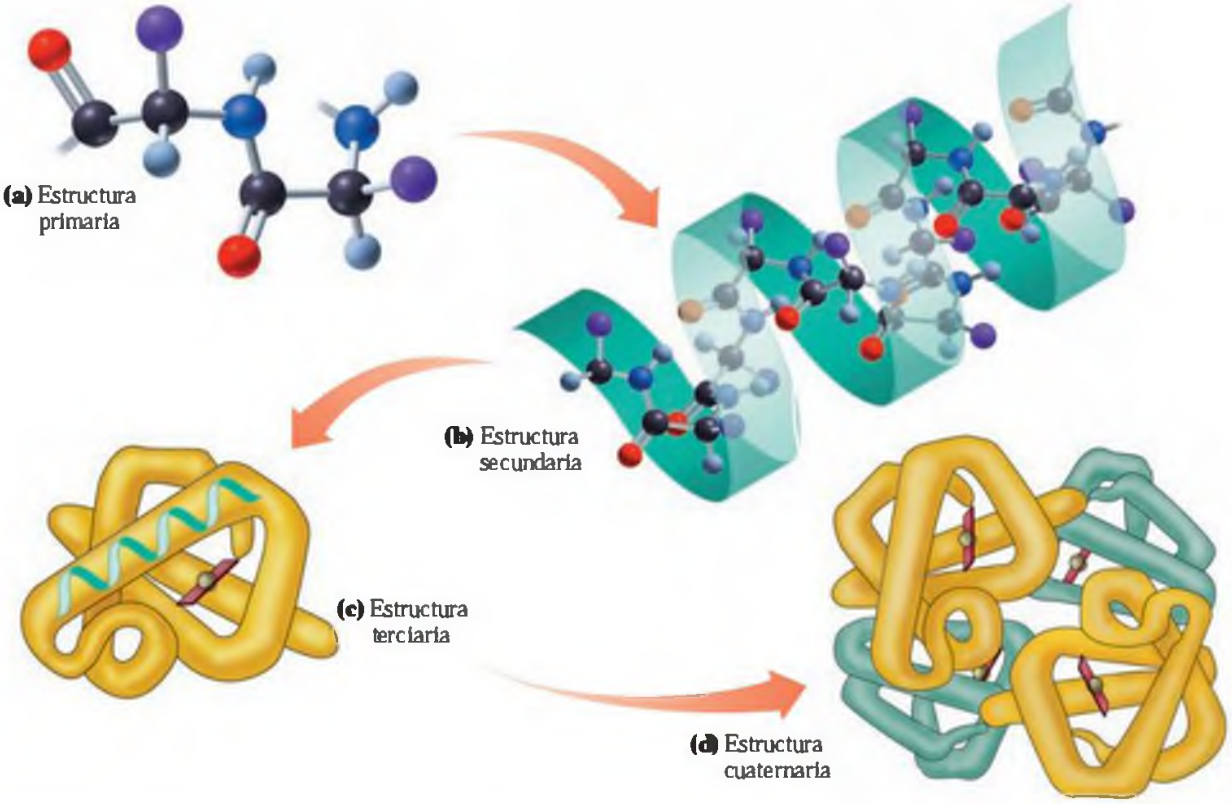


FIGURA 16.8 Las proteínas poseen un nivel estructural primario, secundario, terciario y, en ocasiones, cuaternario.
P ¿Cuál es la diferencia entre el nivel estructural primario y el terciario?

Química y salud

Estructura proteica y enfermedad de las vacas locas

Hasta hace poco se pensaba que solamente los virus y las bacterias eran capaces de transmitir enfermedades. Sin embargo, hoy se conoce un grupo de enfermedades cuyos agentes infecciosos son unas proteínas llamadas *priones*. La encefalopatía espongiforme bovina (EEB) o *enfermedad de las vacas locas* es una enfermedad cerebral fatal que afecta al ganado y por la que el cerebro se llena de cavidades, adquiriendo un aspecto similar al de una esponja. En la forma no infecciosa del prión PrP^{c}, el extremo N-terminal forma una espiral al azar (v. la estructura a la derecha). La forma no infecciosa puede ser ingerida en algunos productos cárnicos, pero su estructura se puede alterar, dando lugar a lo que se conoce como PrP^{sc}, o proteína *prión scrapie*. En esta forma infecciosa, el extremo de la cadena peptídica se pliega y adquiere forma de hoja plegada β, lo que tiene efectos desastrosos para el cerebro y la médula espinal. Las causas por las que se produce este cambio estructural son todavía desconocidas.

La variante humana de la enfermedad se llama enfermedad de Creutzfeldt-Jakob (ECJ). Alrededor de 1955, el Doctor Carleton Gajdusek estudiaba la tribu de los Fore en Papúa Nueva Guinea, donde se estaban produciendo numerosas muertes por consecuencia de una enfermedad neurológica conocida como *kuru*. En aquella época era habitual entre los Fore comerse a los miembros de la tribu cuando se morían. Debido al largo período de incubación de la enfermedad, se necesitaron muchos años para deducir que esa práctica era la responsable de la transmisión del agente infeccioso entre los miembros de la tribu.

La EEB se diagnosticó por primera vez en Gran Bretaña en 1986. La proteína está presente en el tejido nervioso, pero no en la carne. Las medidas de control actuales excluyen el empleo del cerebro y de la médula espinal de los preparados alimenticios para ganado, con el fin de reducir la incidencia de la EEB. En el año 2000 se identificó el primer caso de EEB en España.

EJERCICIO RESUELTO 16.6

Identificación de la estructura proteica

Indica si las siguientes interacciones son responsables de la estructura primaria, secundaria, terciara o cuaternaria de las proteínas.

a. Puentes disulfuro entre distintas porciones de la cadena proteica.
b. Los enlaces peptídicos que forman una cadena de aminoácidos.

SOLUCIÓN

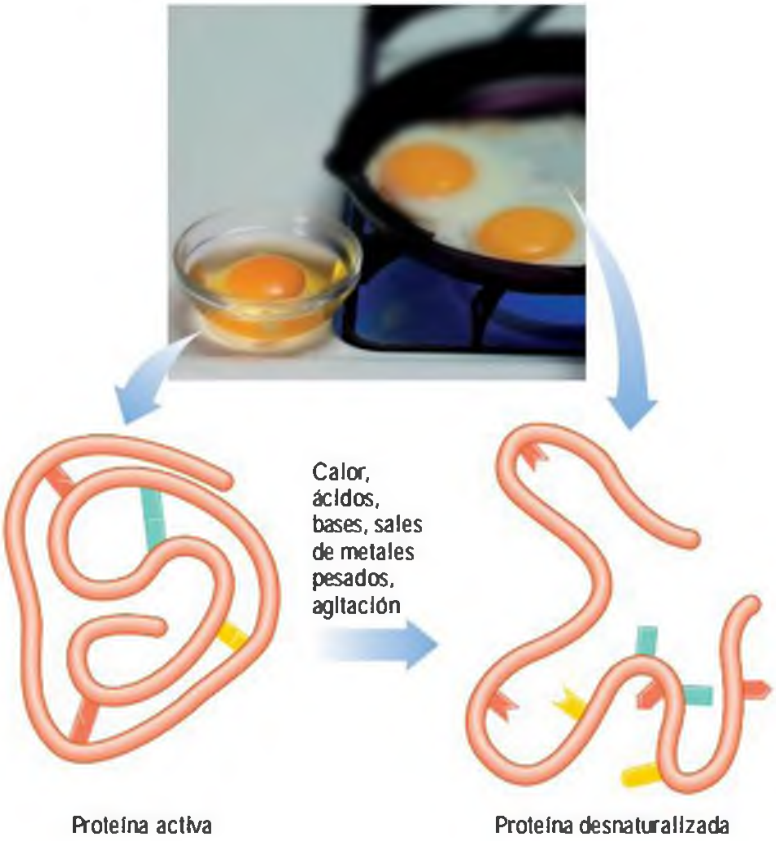
a. Los puentes disulfuro contribuyen a estabilizar la estructura terciaria de las proteínas.
b. La secuencia de aminoácidos en un polipéptido es la estructura primaria.

¡AHORA TÚ!

¿Qué nivel estructural representan las interacciones entre 2 subunidades de insulina?

Desnaturalización de las proteínas

La **desnaturalización** de las proteínas se produce cuando se rompen las interacciones que estabilizan la estructura secundaria, terciaria o cuaternaria sin que se vean afectados los enlaces covalentes de tipo amida de la estructura primaria.



Investiga tu entorno

Desnaturalización de las proteínas de la leche

Llena 5 vasos con leche. Añade los siguientes reactivos a los vasos 1-4; el quinto vaso es de referencia.

1. Vinagre, gota a gota (remueve).
2. Media cucharada de adobo para carne.
3. Una cucharada de zumo de piña fresca (el zumo enlatado ha sido calentado, así que no sirve).
4. Una cucharada de zumo de piña fresca previamente hervido.

PREGUNTAS

1. ¿Cómo cambia el aspecto de la leche en cada muestra?
2. ¿Qué enzima contiene, según la etiqueta, el adobo para carne?
3. ¿Cómo compararías el efecto del jugo de piña fresca con el hervido? Explica por qué se da esta diferencia.
4. ¿Por qué en los postres de gelatina (una proteína) se utiliza piña en almíbar en lugar de piña fresca?

La pérdida de las estructuras secundarias y terciarias se produce cuando cambian las condiciones del medio, por ejemplo, al aumentar la temperatura, o al hacerse el pH muy ácido o muy básico. Si el pH se modifica, las cadenas laterales ácidas y básicas pierden sus cargas iónicas, y ya no pueden formarse puentes salinos, lo que provoca un cambio en la forma de la proteína. La desnaturalización también sucede cuando se añaden a la proteína ciertos compuestos orgánicos o iones de metales pesados, o bien por agitación mecánica (tabla 16.7).

Cuando las interacciones entre las cadenas laterales desaparecen, se puede desplegar una proteína globular, convirtiéndose en algo parecido a un espagueti blando. Además, al perder su forma, la proteína deja de ser biológicamente activa.

TABLA 16.7 Ejemplos de desnaturalización de proteínas

Agente desnaturalizante	Enlaces rotos	Ejemplos
Calefacción por encima de 50 °C	Enlaces de hidrógeno, atracciones hidrófobas entre cadenas laterales no polares	Cocción de los alimentos y esterilización del material quirúrgico en un autoclave
Ácidos y bases	Enlaces de hidrógeno entre cadenas laterales polares, puentes salinos	En la elaboración del yogur y del queso, el ácido láctico producido por algunas bacterias desnaturaliza las proteínas de la leche
Compuestos orgánicos	Interacciones hidrófilas	El etanol y el alcohol isopropílico, que desinfectan las heridas y preparan la piel para las inyecciones
Iones de metales pesados: Ag^+, Pb^{2+} y Hg^{2+}	Puentes disulfuro, al formarse enlaces iónicos	Envenenamiento por plomo o mercurio
Agitación	Enlaces de hidrógeno e interacciones hidrófobas, al extenderse las cadenas polipeptídicas y romperse las interacciones estabilizantes	Nata batida, merengue de clara de huevo

Química y salud

Anemia drepanocítica

La anemia drepanocítica es una enfermedad causada por una anormalidad en la forma de una de las subunidades de la proteína hemoglobina, provocada por la sustitución del sexto aminoácido de la cadena β, el ácido glutámico, que es polar, por la valina, un aminoácido no polar.

Como la valina tiene una cadena no polar, es atraída por las regiones no polares de las cadenas de la otra hemoglobina β. Los glóbulos rojos afectados pasan de ser redondeados a tener forma de media luna, como una hoz, lo que altera su capacidad para transportar adecuadamente el oxígeno. Las atracciones hidrófobas también hacen que las moléculas de hemoglobina defectuosa se apelmacen, formándose fibras insolubles de hemoglobina drepanocítica que colapsan los capilares, causando inflamación, dolor y daño orgánico. Por tanto, en los tejidos afectados se pueden alcanzar niveles de oxígeno críticamente bajos.

Para que la anemia drepanocítica se manifieste es necesario heredar los 2 genes de la hemoglobina alterada; en las personas que tienen un solo gen para la hemoglobina drepanocítica solo se encuentra un pequeño número de glóbulos rojos deformes, lo que, casualmente, proporciona protección frente a la malaria.

Aminoácido polar

Cadena β normal: Val—His—Leu—Thr—Pro—Glu—Glu—Lys—
Cadena β drepanocítica: Val—His—Leu—Thr—Pro—Val—Glu—Lys—

Aminoácido no polar

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Niveles estructurales de las proteínas

16.21 ¿Qué tipo de enlace es responsable de la estructura primaria de las proteínas?

16.22 ¿Cómo pueden 2 proteínas estar formadas por exactamente el mismo número y tipo de aminoácidos pero tener estructuras primarias diferentes?

16.23 ¿Cuáles son las posibles estructuras primarias de 2 péptidos formados por una molécula de serina y 2 de valina?

16.24 ¿Cuáles son los 3 tipos de estructura secundaria?

16.25 ¿Qué le sucede a la estructura primaria de una proteína al formarse la estructura secundaria?

16.26 ¿Cómo se establecen los enlaces entre aminoácidos en la estructura secundaria de una proteína?

16.27 ¿Cuáles son las diferencias respecto al enlace entre la hélice α y la hoja plegada β?

16.28 ¿Estructuralmente, en qué se diferencian la estructura de la hoja plegada β y la hélice triple?

16.29 ¿Qué tipo de interacción crees que se daría entre las cadenas laterales de los siguientes aminoácidos?

a. cisteína y cisteína **b.** ácido glutámico y lisina
c. serina y ácido aspártico **d.** leucina y leucina

16.30 Alrededor de la mitad de los 153 aminoácidos de la mioglobina tiene cadenas laterales no polares:

a. ¿Dónde crees que encontraríamos estos aminoácidos en la estructura terciaria de una proteína?
b. ¿Dónde encontraríamos las cadenas laterales polares?
c. ¿Por qué la mioglobina es más soluble en agua que la seda o la lana?

16.31 Una porción de una cadena polipeptídica tiene la siguiente secuencia de aminoácidos:

-Leu-Val-Cys-Asp-

a. ¿Qué aminoácidos pueden formar un puente disulfuro?
b. ¿Qué aminoácidos son más fáciles de encontrar en el interior de la estructura proteica? ¿Por qué?
c. ¿Qué aminoácidos son más fáciles de encontrar en el exterior de la estructura proteica? ¿Por qué?

d. ¿Cómo afecta la estructura primaria de la proteína a la estructura terciaria?

16.32 Indica si las siguientes afirmaciones hacen referencia a la estructura primaria, secundaria, terciaria o cuaternaria de una proteína:

a. Las cadenas laterales interaccionan para formar puentes disulfuro o enlaces iónicos.
b. Los aminoácidos se unen formando una cadena polipeptídica mediante enlaces peptídicos.
c. Varias cadenas polipeptídicas se mantienen unidas entre sí mediante enlaces de hidrógeno entre las cadenas adyacentes.
d. Los enlaces de hidrógeno entre los aminoácidos del mismo polipéptido proporcionan a la proteína una forma en espiral.
e. Las cadenas laterales hidrófobas se sitúan en el interior de la proteína plegada al buscar un entorno no polar.
f. Las cadenas de colágeno forman una hélice triple.
g. Una proteína activa tiene 4 subunidades terciarias.

16.33 Indica los cambios que las siguientes acciones producen en la estructura proteica:

a. Un huevo se cuece en agua a 100 °C durante 3 minutos.
b. Antes de administrar una inyección, se frota la piel con una gasa empapada en alcohol.
c. El instrumental quirúrgico se esteriliza en un autoclave a 120 °C.
d. La herida de una operación quirúrgica cicatriza mediante calor (cauterización).

16.34 Indica los cambios que las siguientes acciones producen en la estructura proteica:

a. Se aplica ácido tánico a una quemadura.
b. Durante la elaboración de yogur se calienta la leche a 60 °C.
c. Se tratan unas semillas con $HgCl_2$ para conservarlas.
d. Se cocina una hamburguesa a alta temperatura para destruir las bacterias de *E Coli*, que pueden causar enfermedades intestinales.

16.6 ENZIMAS

EL OBJETIVO ES...

conocer el funcionamiento de las enzimas como catalizadores, así como sus nombres.

Las **enzimas** son catalizadores biológicos que intervienen en la mayoría de las reacciones químicas que tienen lugar en el cuerpo. Como ya vimos en el capítulo 5, los catalizadores aumentan la velocidad de la reacción y modifican la forma en la que esta sucede, pero no la reacción en sí. Puede que la reacción también tuviese lugar en las células en ausencia de enzimas, pero probablemente no lo haría a una velocidad lo suficientemente elevada como para asegurar su supervivencia. Por ejemplo, la hidrólisis de las proteínas que ingerimos acabaría sucediendo sin la presencia de un catalizador enzimático, pero no sería lo suficientemente rápida como para cubrir las necesidades de aminoácidos del cuerpo. Las reacciones químicas en las células deben suceder a unas velocidades increíblemente rápidas en las suaves condiciones de pH (7,4) y temperatura (37 °C) del cuerpo.

Como todos los catalizadores, las enzimas reducen la energía de activación de las reacciones químicas (fig. 16.9), por lo que se necesita menos energía para transformar los reactivos en productos, y se incrementa la velocidad de una reacción biológica en relación con la misma reacción no catalizada. Por ejemplo, la enzima sanguínea anhidrasa carbónica convierte el dióxido de carbono y el agua en ácido carbónico; en tan solo 1 minuto, una molécula de anhidrasa carbónica cataliza la reacción de, aproximadamente, 1 millón de moléculas de dióxido de carbono.

$$CO_2 + H_2O \xrightarrow{\text{Anhidrasa carbónica}} H_2CO_3$$

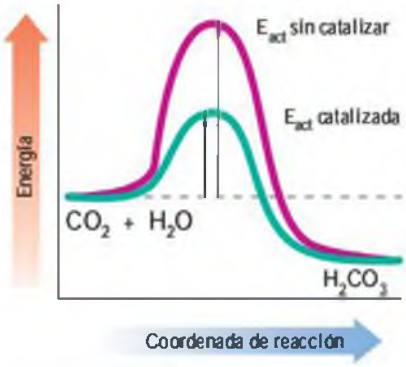


FIGURA 16.9 La enzima anhidrasa carbónica reduce la energía de activación de la reacción entre el CO_2 y el H_2O.
P ¿Cuál es la función de las enzimas en los procesos biológicos?

Nomenclatura y clasificación de las enzimas

Los nombres de las enzimas indican el compuesto o la reacción química que catalizan, sustituyendo el final del nombre del compuesto o de la reacción por el sufijo *-asa*. Por ejemplo, una *oxidasa* cataliza una reacción de oxidación, y una *deshidrogenasa* elimina átomos de hidrógeno. La enzima sacarasa hidroliza la sacarosa, y los lípidos son hidrolizados por las *lipasas*. El nombre de algunas de las primeras enzimas que se descubrieron terminan con el sufijo *ina*, como la *papaína* (que se encuentra en la papaya), la *renina* (en la leche) o la *pepsina* y la *tripsina*, que son enzimas que catalizan la hidrólisis de las proteínas.

Más recientemente, se ha desarrollado un método sistemático para nombrar las enzimas. El nombre y el grupo de cada enzima indican el tipo de reacción que cataliza. Se han establecido 6 clases principales de enzimas, que se recogen en la tabla 16.8.

TABLA 16.8 Clasificación de las enzimas

Clase	Reacción catalizada	Ejemplos
Oxido-reductasas	Reacciones de oxidación-reducción	Las *oxidasas* oxidan, las *reductasas* reducen, las *deshidrogenasas* eliminan 2 H para formar un doble enlace
Transferasas	Transferencia de un grupo entre 2 compuestos	Las *transaminasas* transfieren grupos amino, las *quinasas* transfieren grupos fosfato
Hidrolasas	Reacciones de hidrólisis	Las *proteasas* hidrolizan los enlaces peptídicos de las proteínas, las *lipasas* hidrolizan los enlaces tipo éster de los lípidos, las *carbohidrasas* hidrolizan los enlaces glicosídicos de los carbohidratos, las *fosfatasas* hidrolizan los enlaces de tipo éster fosfórico, las *nucleasas* hidrolizan ácidos nucléicos
Liasas	Adición o eliminación de grupos a un doble enlace sin hidrólisis	Las *carboxilasas* añaden CO_2, las *desaminasas* eliminan NH_3
Isomerasas	Reorganización de los átomos de una molécula para formar un isómero	Las *isomerasas* convierten las formas *cis* en *trans* o a la inversa, las *epimerasas* convierten isómeros D en L y viceversa
Ligasas	Forman enlaces entre las moléculas empleando la energía del ATP	Las *sintetasas* enlazan 2 moléculas

EJERCICIO RESUELTO 16.7

Nomenclatura de enzimas

¿Qué tipo de reacción química es catalizada por las siguientes enzimas?

a. aminotransferasa
b. lactato deshidrogenasa

SOLUCIÓN

a. Cataliza la transferencia de un grupo amino.
b. Cataliza la eliminación de hidrógeno del lactato.

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es el nombre de las enzimas que catalizan la hidrólisis de los lípidos?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Enzimas

16.35 ¿Por qué el cuerpo necesita que las enzimas catalicen sus reacciones químicas?

16.36 ¿Cómo consiguen las enzimas acelerar las reacciones químicas del cuerpo?

16.37 ¿Cuál es el sustrato reactivo de las siguientes enzimas?
a. galactasa
b. lipasa
c. aspartasa

16.38 ¿Cuál es el sustrato reactivo de las siguientes enzimas?
a. peptidasa
b. celulasa
c. lactasa

16.39 ¿Qué tipo de enzima cataliza las siguientes reacciones?
a. hidrólisis de la sacarosa
b. adición de oxígeno
c. transformación de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en fructosa ($C_6H_{12}O_6$)
d. transferencia de un grupo amino entre 2 moléculas

16.40 ¿Qué tipo de enzima cataliza las siguientes reacciones?
a. adición de agua a un doble enlace
b. eliminación de átomos de hidrógeno
c. ruptura de los enlaces peptídicos de las proteínas
d. eliminación de CO_2 del piruvato

16.7 ACCIÓN ENZIMÁTICA

EL OBJETIVO ES...

conocer el papel de las enzimas en las reacciones biológicas.

La mayoría de las enzimas son proteínas globulares, y cada una de ellas tiene una forma tridimensional única que le permite reconocer y unirse a un grupo limitado de moléculas reactivas, que se denominan **sustratos**. La estructura terciaria de las enzimas juega un papel determinante en su actividad enzimática.

Sitio activo

En el transcurso de las reacciones que catalizan, las enzimas tienen que unirse a un sustrato de un modo que favorezca el proceso catalítico. Por lo general, las enzimas son mucho mayores que los sustratos. Sin embargo, en su estructura terciaria hay una región llamada **sitio activo**, donde los sustratos se unen con la enzima y se produce la reacción. El sitio activo suele ser una cavidad o bolsillo en el que encaja perfectamente el sustrato (fig. 16.10). En el sitio activo, las cadenas laterales de los aminoácidos se unen al sustrato mediante enlaces de hidrógeno, puentes iónicos o atracciones hidrófobas, y solo unos pocos sustratos distintos pueden encajar en el sitio activo, lo que hace que las enzimas sean muy específicas respecto a los sustratos con los que se unen.

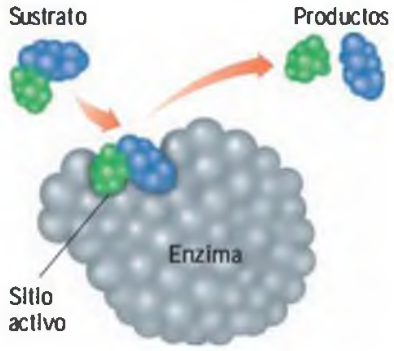


FIGURA 16.10 En la enzima existe una región llamada sitio activo que se une al sustrato y cataliza su reacción.

P ¿Por qué las enzimas solo catalizan las reacciones de ciertos sustratos?

Reacciones catalizadas enzimáticamente

La disposición adecuada de un sustrato en el sitio activo da lugar a la formación del **complejo enzima-sustrato (ES)**. La combinación de la enzima con el sustrato proporciona un camino alternativo, con un contenido energético menor, para que se produzca la reacción y, además, las cadenas laterales de los aminoácidos también participan en la catálisis. Una vez que la reacción ha tenido lugar, los productos son rápidamente liberados por la enzima, de forma que esta puede unirse a una nueva molécula de sustrato. La reacción catalizada entre la enzima (E) y el sustrato (S) para formar el producto (P) se puede representar del siguiente modo:

Paso 1 $E + S \rightleftharpoons ES$

Paso 2 $ES \longrightarrow E + P$

$$E + S \rightleftharpoons ES \longrightarrow E + P$$

Enzima + sustrato — Complejo ES — Enzima + producto

WEB TUTORIAL
How Enzymes Work

Analicemos la hidrólisis de la sacarosa por la sacarasa. Cuando la sacarosa se une al sitio activo de la sacarasa, el enlace glicosídico de la sacarosa se sitúa con la disposición más favorable para la reacción. Las cadenas laterales de los aminoácidos catalizan la ruptura del enlace glicosídico, y se obtiene glucosa y fructosa.

Sacarasa + sacarosa $\rightleftharpoons$ complejo sacarasa-sacarosa $\longrightarrow$ sacarasa + glucosa + fructosa

$E + S$ — Complejo ES — $E + P_1 + P_2$

Como el sitio activo no tiene ninguna afinidad por los productos, estos se liberan inmediatamente, lo que permite que la sacarasa catalice la hidrólisis de nuevas moléculas de sacarosa (fig. 16.11).

Modelo llave-cerradura y de ajuste inducido

Según uno de los primeros modelos sobre la acción enzimática, el **modelo llave-cerradura**, el sitio activo tiene una forma rígida e inflexible, por lo que solo las sustancias que encajan a la perfección en el mismo pueden unirse con la enzima. La forma del sitio activo es análoga a una cerradura, y el sustrato es la llave que encaja en ella (fig. 16.12a).

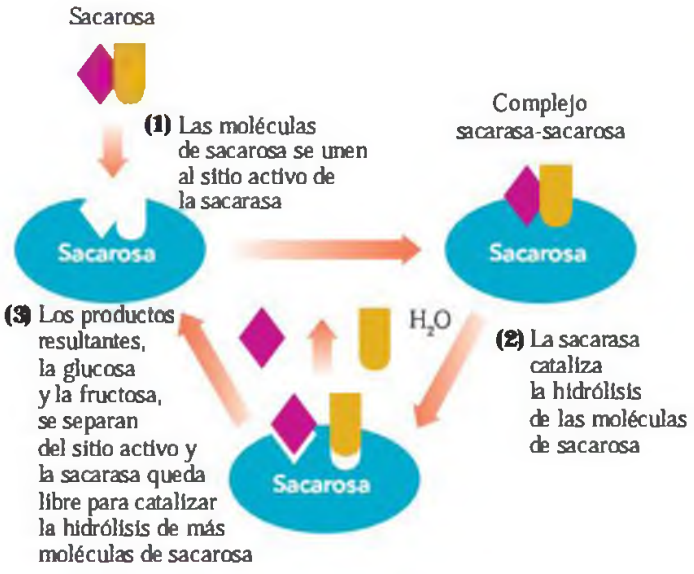


FIGURA 16.11 Cuando la sacarosa se une a la sacarasa en el sitio activo, se dispone de modo adecuado para que se produzca la hidrólisis. Los monosacáridos resultantes se separan del sitio activo y la enzima queda lista para unirse a otra molécula de sacarosa.

P ¿Por qué la reacción de hidrólisis de la sacarosa es más rápida cuando está catalizada por enzimas que cuando la realizamos en el laboratorio?

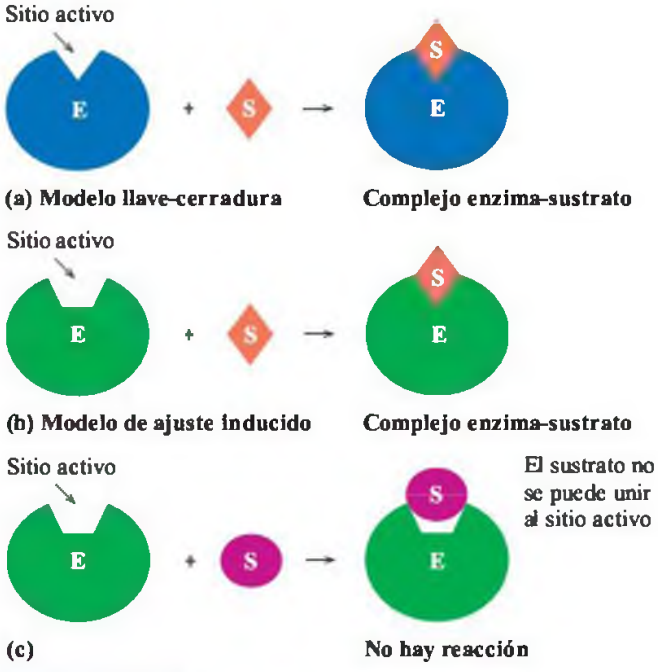


FIGURA 16.12 **(a)** Según el modelo llave-cerradura, cuando el sustrato encaja en el sitio activo se forma el complejo enzima-sustrato. **(b)** En el modelo de ajuste inducido, el sitio activo flexible y el sustrato se adaptan mutuamente, y se produce un ajuste óptimo. **(c)** La enzima no cataliza la reacción de un sustrato que no encaje o induzca el ajuste con el sitio activo.

P ¿En qué difieren el modelo de ajuste inducido y el de llave-cerradura?

A pesar de que el modelo llave-cerradura explica la unión entre muchos sustratos y enzimas diferentes, algunas enzimas tienen una actividad mucho mayor de lo que cabría esperar según este modelo. El **modelo de ajuste inducido** establece que cuando se produce la interacción entre la enzima y el sustrato (fig. 16.12b) el sitio activo también se modifica para ajustarse mejor a la forma del sustrato. Al mismo tiempo, el sustrato también modifica su geometría, para encajar mejor en el sitio activo. La consecuencia es que la parte del sustrato que va a reaccionar queda perfectamente dispuesta respecto a los grupos del sitio activo que van a catalizar la reacción. Un sustrato diferente no sería capaz de inducir estos cambios y, por lo tanto, no se produciría la catálisis (fig. 16.12c).

EJERCICIO RESUELTO 16.8

Acción enzimática

¿Cuál es la función del sitio activo de las enzimas?

SOLUCIÓN

El sitio activo de la enzima aloja el sustrato y, además, contiene las cadenas laterales de los aminoácidos, que catalizan la reacción.

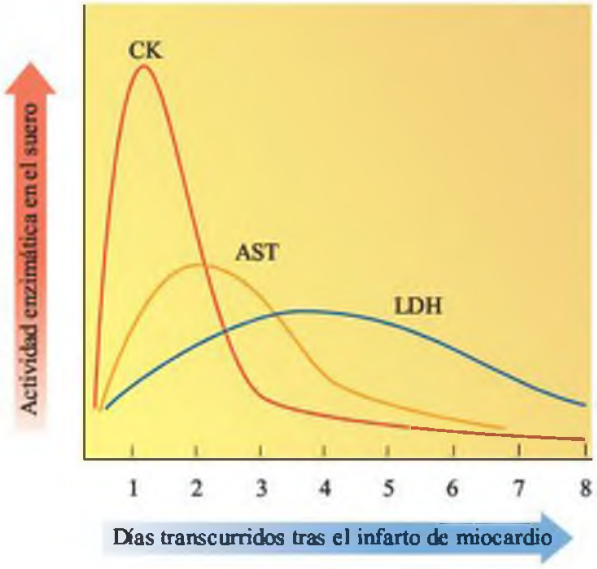
¡AHORA TÚ!

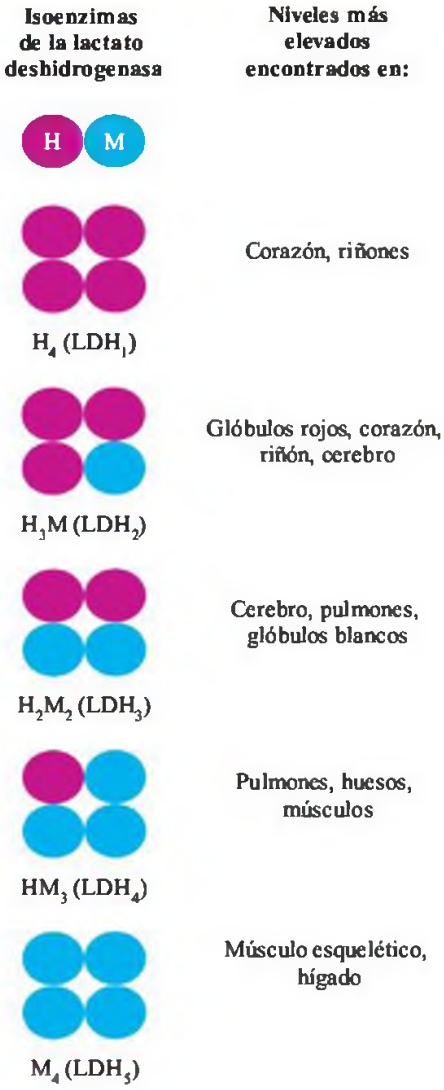
¿En qué difieren el modelo llave-cerradura y el de ajuste inducido en lo referente a la descripción del sitio activo de una enzima?

Química y salud

Las isoenzimas como herramientas diagnósticas

Las **isoenzimas** son las distintas formas de una enzima que catalizan la misma reacción metabólica, pero en diferentes células o tejidos del cuerpo. Generalmente, son estructuras cuaternarias con pequeñas variaciones en los aminoácidos de las subunidades polipeptídicas. Por ejemplo, hay 5 isoenzimas de la *lactato deshidrogenasa* (LDH) que catalizan la transformación del lactato en piruvato.





Cada isoenzima LDH contiene una combinación distinta de subunidades polipeptídicas M y H. En el hígado y en los músculos, el lactato se convierte en piruvato por la acción de una isoenzima LDH_5, que tiene 4 subunidades M y se designa M_4. En el corazón, la misma reacción es catalizada por una isoenzima LDH_1, que tiene 4 subunidades H (H_4). En las isoenzimas LDH del cerebro, en los glóbulos rojos, en los glóbulos blancos o en el riñón se pueden encontrar distintas combinaciones de las subunidades M y H.

Las diferentes formas de las enzimas permiten el diagnóstico médico del daño sufrido por los órganos o tejidos. En los tejidos sanos, las isoenzimas realizan su misión dentro de las células. Sin embargo, cuando se daña un determinado órgano, sus células mueren, liberando sus correspondientes isoenzimas en la sangre, por lo que la identificación en el suero sanguíneo de niveles altos de una enzima específica ayuda a identificar la enfermedad y su localización. Por ejemplo, una elevación en el suero de LDH_5, que es la isoenzima M_4 de la lactato deshidrogenasa, indica daño hepático. Cuando se sufre un infarto de miocardio, o un ataque al corazón, y se dañan las células del músculo cardiaco, se puede detectar un nivel elevado de la isoenzima LDH_1 (H_4) en el suero sanguíneo (tabla 16.9).

TABLA 16.9 Isoenzimas de la lactato deshidrogenasa y de la creatina quinasa

Isoenzima	Abundante en	Subunidades
Lactato deshidrogenasa (LDH)		
LDH_1	Corazón, riñones	H_4
LDH_2	Glóbulos rojos, corazón, riñones, cerebro	MH_3
LDH_3	Cerebro, pulmones, glóbulos blancos	M_2H_2
LDH_4	Pulmones, músculo esquelético	M_3H
LDH_5	Músculo esquelético, hígado	M_4
Creatina quinasa		
CK_1	Cerebro, pulmones	BB
CK_2	Músculo cardíaco	MB
CK_3	Músculo esquelético, glóbulos rojos	MM

Química y salud (Cont.)

Las isoenzimas como herramientas diagnósticas *(cont.)*

Otra isoenzima que se emplea con fines diagnósticos es la creatina quinasa (CK), que está formada por 2 tipos de subunidades polipeptídicas. La subunidad B es la predominante en el cerebro y la M en el músculo. Normalmente, el suero contiene una concentración baja de CK_3 (subunidades MM), pero en los pacientes que han sufrido un infarto el nivel de CK_2 (subunidades MB) se eleva entre 4 y 6 horas después del ataque, alcanzando un máximo alrededor de las 24 h. La tabla 16.10 recoge algunas enzimas que se emplean para el diagnóstico de enfermedades.

TABLA 16.10 Enzimas con aplicación diagnóstica

Enfermedad	Enzimas con nivel elevado
Ataque al corazón o enfermedad hepática (cirrosis, hepatitis)	Lactato deshidrogenasa (LDH) Aspartato transaminasa (AST)
Ataque al corazón	Creatinina quinasa
Hepatitis	Alanina transaminasa (ALT)
Cáncer de hígado, raquitismo	Fosfatasa alcalina (ALP)
Enfermedad pancreática	Amilasa, colinesterasa, lipasa (LPS)
Cáncer de próstata	Fosfatasa ácida (ACP) Antígeno prostático específico (PSA)

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Acción enzimática

16.41 Relaciona los términos *complejo enzima-sustrato, enzima* y *sustrato* con la afirmación que corresponda:
- **a.** tiene una estructura terciaria capaz de reconocer un sustrato
- **b.** combinación de una enzima con su sustrato
- **c.** su estructura encaja en el sitio activo de una enzima

16.42 Relaciona los términos *complejo enzima-sustrato, enzima* y *sustrato* con la afirmación que corresponda:
- **a.** zona de la enzima donde tiene lugar la reacción química catalizada
- **b.** sitio activo que se adapta a la geometría de un sustrato
- **c.** sitio activo con geometría rígida

16.43 **a.** Escribe una ecuación que represente una reacción química catalizada por una enzima.
- **b.** ¿En qué se diferencia el sitio activo del resto de la estructura de la enzima?

16.44 **a.** ¿Cómo aumentan las enzimas la velocidad de las reacciones químicas?
- **b.** Una vez que se han formado los productos, ¿qué le sucede a la enzima?

16.45 ¿Qué son las isoenzimas?

16.46 ¿En qué difieren las isoenzimas LDH del corazón de las del hígado?

16.47 Un paciente acude al servicio de urgencias con un dolor en el pecho. ¿Qué enzimas se deberían analizar en su sangre?

16.48 Un paciente alcohólico tiene niveles elevados de LDH y AST, ¿qué enfermedad es posible que padezca?

16.8 FACTORES QUE AFECTAN A LA ACTIVIDAD ENZIMÁTICA

EL OBJETIVO ES...

conocer el efecto de la temperatura, del pH, de la concentración del sustrato y de los inhibidores en la actividad de las enzimas.

La **actividad** de una enzima indica la rapidez con la que la dicha sustancia cataliza la reacción de transformación de un sustrato en un producto y depende considerablemente de las condiciones de reacción como la temperatura, el pH, la concentración del sustrato o la presencia de inhibidores.

Temperatura

Las enzimas son muy sensibles a la temperatura. A bajas temperaturas, la mayoría de las enzimas tienen una baja actividad, ya que no hay suficiente energía para que la reacción que catalizan tenga lugar. Al aumentar la temperatura, la actividad enzimática se incrementa, ya que las moléculas de reactivo se mueven más rápidamente y la frecuencia de colisiones con las enzimas es mayor. Las mayoría de las enzimas muestra un máximo de actividad a una **temperatura óptima**, que es de 37 °C, la temperatura corporal (fig. 16.13). A temperaturas superiores a 50 °C, la estructura terciaria —que determina la forma de la mayoría de las proteínas— se destruye, causando la pérdida de actividad. Por tanto, el instrumental hospitalario y de laboratorio se esteriliza en autoclaves, donde se consigue mediante elevadas temperaturas desnaturalizar las enzimas de los microorganismos perjudiciales.

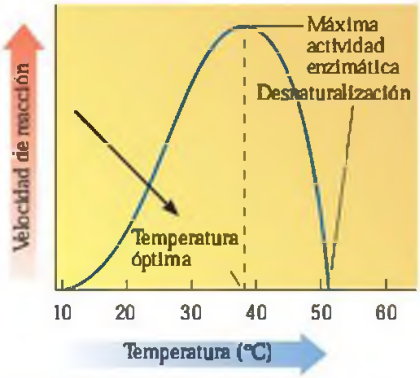


FIGURA 16.13 Las enzimas alcanzan la máxima actividad a su temperatura óptima, generalmente 37 °C. A temperaturas más bajas se reduce la velocidad de la reacción, y a temperaturas superiores a 50 °C la proteína se desnaturaliza y pierde su capacidad catalítica.

P ¿Por qué la temperatura óptima de la mayoría de las enzimas es de 37 °C?

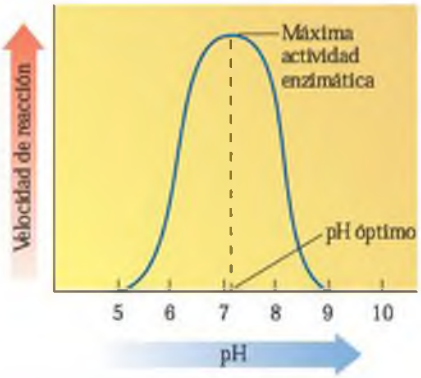


FIGURA 16.14 Las enzimas son más activas a su pH óptimo. A pH mayores o menores, la desnaturalización hace que pierdan su capacidad catalítica.

P ¿Por qué el pH óptimo de la enzima digestiva pepsina es 2?

pH

Las enzimas son más activas cuando se encuentran a un **pH óptimo**, que es el pH al que se mantiene la estructura terciaria de la proteína (fig. 16.14). Valores de pH superiores o inferiores al pH óptimo provocan cambios en la estructura tridimensional de la enzima, que pierde su sitio activo. Por tanto, la enzima ya no puede unirse adecuadamente al sustrato y no puede darse la reacción.

Las enzimas de la mayoría de las células tienen valores de pH óptimo próximos a 7,4, aunque las enzimas estomacales tienen un pH óptimo más bajo, ya que hidrolizan proteínas al pH ácido del estómago. Por ejemplo, la pepsina, una enzima digestiva del estómago, tiene un pH óptimo de 2. El pH en el estómago, cuando está vacío, es de 4 o 5, y la pepsina muestra escasa o nula actividad digestiva en estas condiciones. Sin embargo, cuando el alimento penetra en el estómago, se secreta HCl, que reduce el pH a 2, y la pepsina se activa.

Si se corrigen variaciones pequeñas en el pH, las enzimas pueden recuperar nuevamente su estructura y actividad. Sin embargo, desviaciones grandes y prolongadas del pH óptimo destruyen definitivamente la estructura de la enzima. La tabla 16.11 recoge los valores de pH óptimos para algunas enzimas.

TABLA 16.11 pH óptimos para algunas enzimas

Enzima	Localización	Sustrato	pH óptimo
Pepsina	Estómago	Enlaces peptídicos	2
Ureasa	Hígado	Urea	5
Sacarasa	Intestino delgado	Sacarosa	6,2
Amilasa pancreática	Páncreas	Amilosa	7
Tripsina	Intestino delgado	Enlaces peptídicos	8
Arginasa	Hígado	Arginina	9,7

Concentración de sustrato

Como en cualquier reacción catalizada, el sustrato debe, en primer lugar, unirse con la enzima para formar el complejo sustrato-enzima. Cuando la concentración de la enzima se mantiene constante, al aumentar la concentración de sustrato aumenta la velocidad de la reacción catalizada, hasta que se satura la enzima. Cuando todas las moléculas de la enzima están unidas al sustrato, la velocidad de la reacción catalizada alcanza un máximo, y la adición de más moléculas de sustrato ya no acelera la reacción (fig. 16.15).

Investiga tu entorno

Actividad enzimática

Las enzimas de una manzana recién cortada, de un aguacate o de un plátano, reaccionan con el oxígeno del aire, y la superficie de la fruta se pone marrón. Los antioxidantes, como la vitamina C del zumo del limón, evitan la reacción de oxidación. Corta una manzana, un aguacate o un plátano en varios trozos. Coloca un trozo en una bolsa, extrae el aire y ciérrala. Sumerge otro trozo en zumo de limón y colócalo en un plato. Espolvorea otro trozo con una pastilla machacada de vitamina C. Deja otro trozo de fruta como control. Observa la superficie de las muestras, anotando sus reacciones tanto inmediatamente como al cabo de 6 horas o más.

PREGUNTAS

1. ¿Qué trozos se oxidan más (se vuelven más oscuros)?
2. ¿Qué trozos no se oxidan o lo hacen muy poco?
3. ¿Cómo afectan los tratamientos con antioxidantes la oxidación de cada trozo?

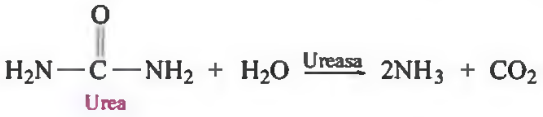
FIGURA 16.15 Al aumentar la concentración de sustrato, aumenta la velocidad de la reacción hasta que todas las moléculas de enzima se saturan.

P ¿Qué le sucede a la velocidad de reacción cuando el sustrato satura la enzima?

EJERCICIO RESUELTO 16.9

Factores que afectan a la actividad enzimática

Indica el efecto que las siguientes modificaciones ejercen sobre la velocidad de la reacción catalizada por ureasa que se describe a continuación:



a. aumento de la concentración de urea **b.** disminución de la temperatura a 10 °C

SOLUCIÓN

a. El aumento de la concentración de urea incrementará la velocidad de la reacción hasta que todas las moléculas de enzima se unan al sustrato (urea).

b. Dado que una temperatura de 10 °C está por debajo de la óptima de 37 °C, la velocidad de la reacción disminuye.

¡AHORA TÚ!

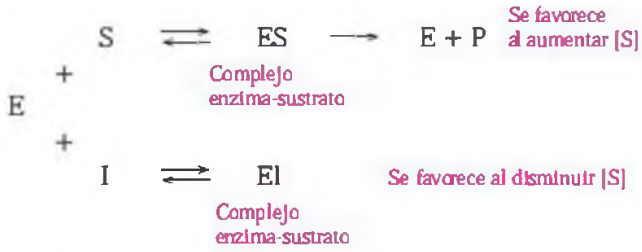
Si la ureasa tiene un pH óptimo de 5, ¿cuál es el efecto de una disminución del pH a 3?

WEB TUTORIAL
Enzyme Inhibition

Inhibición enzimática

Hay muchas moléculas capaces de hacer que las enzimas pierdan su actividad catalítica: son los llamados **inhibidores**. A pesar de que existen diferentes mecanismos de acción, todos los inhibidores impiden la unión entre el sustrato y el sitio activo. La inhibición puede ser competitiva o no competitiva; en la inhibición competitiva, el inhibidor compite con el sustrato por el sitio activo, mientras que en la inhibición no competitiva el inhibidor actúa en un lugar distinto del sitio activo.

Los **inhibidores competitivos** tienen estructuras muy similares a las de los sustratos que compiten con él por unirse con el sitio activo. En la medida en que el inhibidor ocupa el sitio activo, el sustrato no puede unirse a la enzima y, por lo tanto, no se produce la reacción deseada (fig. 16.16).



Cuando la concentración del inhibidor es considerable, se produce la pérdida de la actividad enzimática. Sin embargo, si se incrementa la concentración del sustrato, se desplazan las moléculas de inhibidor y, a medida que se unen más moléculas de sustrato a la enzima (ES), la actividad enzimática se recupera.

La estructura de los **inhibidores no competitivos** no se parece a la del sustrato y, por tanto, no compiten con él por unirse con el sitio activo, sino que se unen a un lugar de la proteína distinto. Cuando un inhibidor no competitivo se une a una enzima, su geometría se distorsiona, y la inhibición se produce porque el sustrato ya no encaja en el sitio activo o no lo hace adecuadamente, y sin el adecuado alineamiento del sustrato con los grupos laterales de los aminoácidos, la catálisis no tiene lugar (fig. 16.17).

Como los inhibidores no competitivos no compiten por el sitio activo, la adición de más sustrato no revierte este tipo de inhibición. Algunos ejemplos de inhibidores no competitivos son los iones de metales pesados Pb^{2+}, Ag^{+} y Hg^{2+}, que se unen con los grupos laterales $—COO^{-}$ o —OH de los aminoácidos. La actividad catalítica se recupera cuando los inhibidores se eliminan con reactivos químicos.

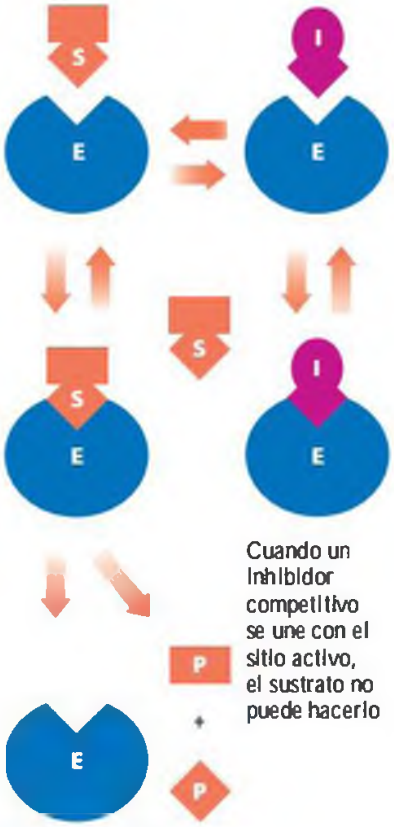


FIGURA 16.16 Debido a que la estructura de los inhibidores competitivos es muy similar a la del sustrato, compiten con el sustrato para unirse con el sitio activo.
P ¿Por qué al incrementarse la concentración de sustrato se revierte el efecto de un inhibidor competitivo?

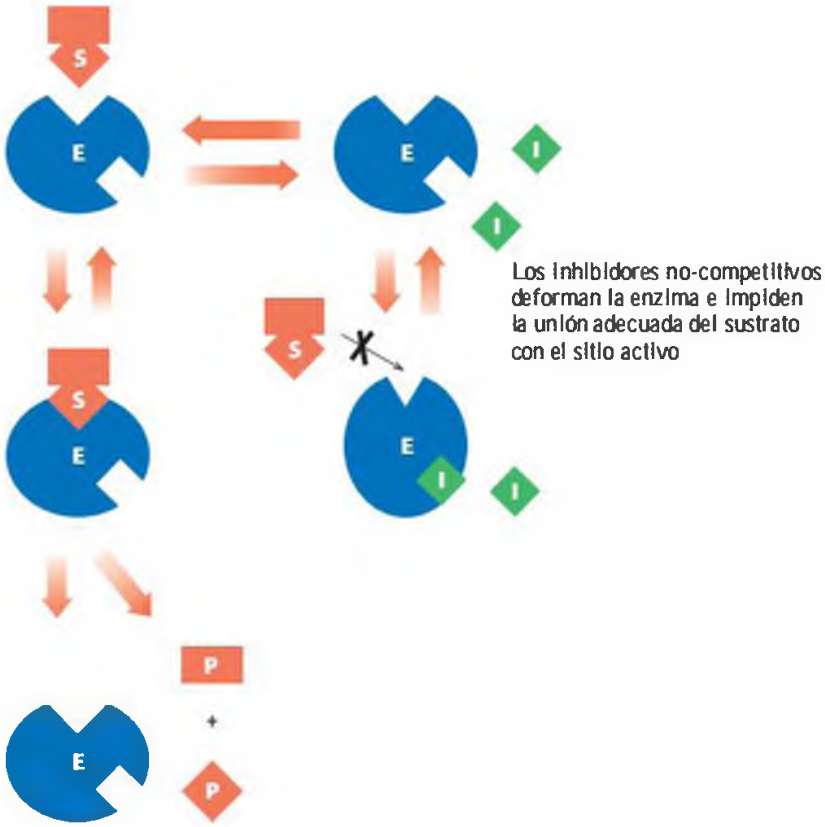
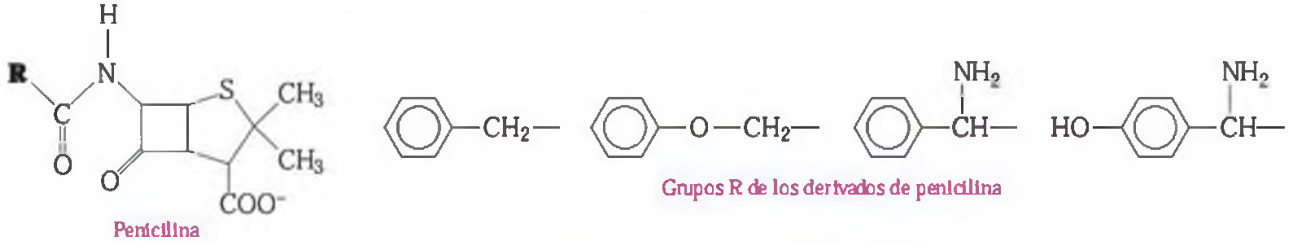


FIGURA 16.17 Los inhibidores no competitivos se unen a la enzima en un lugar distinto del sitio activo, lo que deforma la enzima e impide la unión adecuada entre el sustrato y el sitio activo.

P Al aumentar la concentración de sustrato, ¿se revierte el efecto de los inhibidores no competitivos?

Los antibióticos producidos por las bacterias, hongos o levaduras son inhibidores capaces de detener el crecimiento bacteriano. Por ejemplo, la penicilina inhibe una enzima necesaria para la formación de la membrana celular de las bacterias, pero no la de los humanos. Si la membrana celular está incompleta, las bacterias no pueden sobrevivir y la infección se detiene. Sin embargo, algunas bacterias se han hecho resistentes a la penicilina, ya que segregan penicilasa, una enzima que degrada la penicilina, por lo que se ha hecho necesario desarrollar derivados de penicilina a los que las bacterias aún no se han hecho resistentes.



Penicilina

Grupos R de los derivados de penicilina

EJERCICIO RESUELTO 16.10

Inhibición enzimática

Determina el tipo de inhibición enzimática existente en los siguientes casos:

a. El inhibidor tiene una estructura similar a la del sustrato.

b. El inhibidor se une a la superficie de la enzima, alterando su forma de modo que no pueda unirse al sustrato.

SOLUCIÓN

a. inhibición competitiva **b.** inhibición no competitiva

¡AHORA TÚ!

¿Qué tipo de inhibición enzimática se puede revertir añadiendo más sustrato al medio?

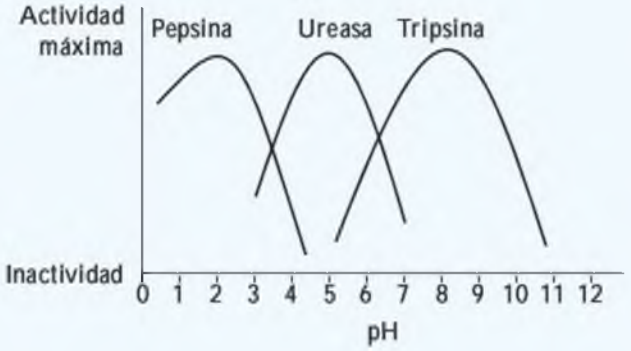
EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Factores que afectan a la actividad enzimática

16.49 La tripsina, una peptidasa que hidroliza polipéptidos en el intestino delgado, tiene un pH óptimo de 8. ¿Cómo se altera la velocidad de la reacción catalizada por tripsina en las siguientes condiciones?
a. disminuyendo la concentración de polipéptidos
b. cambiando el pH a 3
c. cuando la reacción se lleva a cabo a 75 °C

16.50 La pepsina, una peptidasa del estómago que hidroliza proteínas, tiene un pH óptimo de 2. ¿Cómo se altera la velocidad de la reacción catalizada por pepsina en las siguientes condiciones?
a. incrementando la concentración de proteínas
b. cambiando el pH a 5
c. cuando la reacción se lleva a cabo a 0 °C

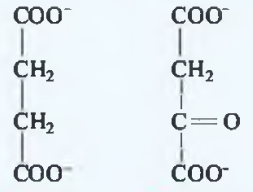
16.51 En el siguiente gráfico se muestran las curvas de actividad de la pepsina, la ureasa y la tripsina. Estima el pH óptimo de cada una de ellas.



16.52 Con la ayuda del gráfico del problema 16.51, determina si en las siguientes reacciones la velocidad de reacción es óptima o no:
a. tripsina, pH 5
b. ureasa, pH 5
c. pepsina, pH 4
d. tripsina, pH 8
e. pepsina, pH 2

16.53 Indica si en los siguientes apartados se hace referencia a un inhibidor enzimático competitivo o no competitivo:
a. El inhibidor tiene una estructura similar a la del sustrato.
b. El efecto del inhibidor no se puede revertir mediante la adición de más sustrato.
c. El inhibidor compite con el sustrato por el sitio activo.
d. La estructura del inhibidor es distinta a la del sustrato.
e. La adición de más sustrato revierte la inhibición.

16.54 El oxalacetato es un inhibidor de la succinato deshidrogenasa:



a. ¿Crees que el oxalacetato será un inhibidor competitivo o no competitivo? ¿Por qué?
b. El oxalacetato, ¿se unirá con el sitio activo de la enzima o se unirá a otro lugar?
c. ¿Cómo se podría revertir el efecto del inhibidor?

16.55 El etanol y el metanol se oxidan por la enzima alcohol deshidrogenasa. En los casos de intoxicación por metanol, se administra etanol por vía intravenosa para evitar la formación de formaldehído, que tiene efectos tóxicos.
a. Compara las estructuras del etanol y del metanol.
b. El etanol, ¿competiría con el sitio activo de la enzima o se uniría a otro lugar?
c. El etanol, ¿es un inhibidor competitivo o no competitivo en la reacción de oxidación del metanol?

16.56 El antibiótico amoxicilina (un tipo de penicilina) se usa en los humanos para el tratamiento de ciertas infecciones bacterianas.
a. ¿La amoxicilina inhibe las enzimas humanas?
b. ¿Por qué este antibiótico destruye las bacterias pero no es perjudicial para los humanos?

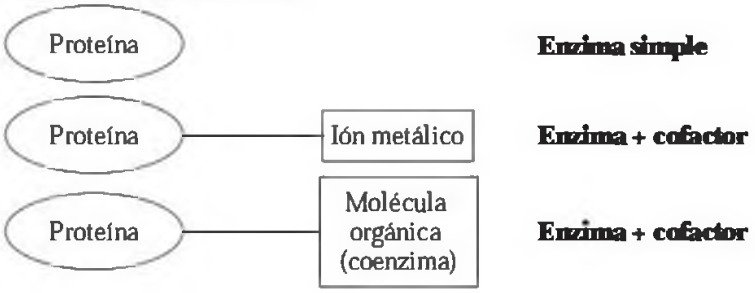
EL OBJETIVO ES...

conocer los cofactores que se unen a las enzimas.

16.9 COFACTORES ENZIMÁTICOS

Cuando las enzimas están formadas exclusivamente por proteínas, se denominan **enzimas simples**. Sin embargo, para que las reacciones que catalizan transcurran adecuadamente, muchas enzimas requieren la presencia de pequeñas moléculas o iones llamados **cofactores**. Cuando el cofactor es una molécula orgánica pequeña, se le llama **coenzima**. Cuando la enzima requiere un cofactor, ni la estructura proteica ni el cofactor tienen, por sí mismos, actividad catalítica.

Formas de enzimas activas



Iones metálicos

Muchas enzimas necesitan de la presencia de un ión metálico para llevar a cabo su actividad catalítica. Los iones metálicos se suelen unir a una o más de las cadenas laterales de los aminoácidos. Los iones metálicos que ingerimos en nuestra dieta cumplen distintas funciones como catalizadores; por ejemplo, las oxidasas emplean iones Fe^{2+} y Cu^{2+}, que pierden o ganan electrones en los procesos de oxidación y reducción. Otros iones metálicos, como el Zn^{2+}, estabilizan las cadenas laterales de los aminoácidos durante las reacciones de hidrólisis. En la tabla 16.12 se recogen algunos cofactores metálicos necesarios para el funcionamiento de las enzimas.

TABLA 16.12 Enzimas y sus correspondientes cofactores iónicos

Ión metálico (cofactor)	Función	Enzima
Cu^{2+}	Oxidación-reducción	Citocromo oxidasa
Fe^{2+}/Fe^{3+}	Oxidación-reducción Oxidación-reducción	Catalasa Citocromo oxidasa
Zn^{2+}	En el NAD^+	Alcohol deshidrogenasa Anhidrasa carbónica Carboxipeptidasa A
Mg^{2+}	Hidrólisis de ésteres fosfato	Glucosa-6-fosfatasa
Mn^{2+}	Elimina electrones	Arginasa
Ni^{2+}	Hidroliza amidas	Ureasa

Las vitaminas como coenzimas

Las **vitaminas** son moléculas orgánicas esenciales para el crecimiento y la salud. Se requieren en cantidades traza y deben ingerirse en la dieta, ya que el cuerpo no es capaz de sintetizarlas. Antes de que las vitaminas fuesen descubiertas, ya se sabía que, por ejemplo, el zumo del limón prevenía que los marinos sufriesen escorbuto, o que el aceite de hígado de bacalao prevenía el raquitismo. En 1912, los científicos descubrieron que, además de los carbohidratos, las grasas y las proteínas, obteníamos de la dieta otra serie de nutrientes, a los que llamaron *vitaminas*.

En función de su solubilidad, las vitaminas se clasifican en 2 grupos: hidrosolubles y liposolubles. Las **vitaminas hidrosolubles** tienen grupos polares, como —OH y —COOH, que las hacen solubles en el medio acuoso celular. En cambio, las **vitaminas liposolubles** son sustancias no polares que se disuelven en los componentes grasos (lípidos) del cuerpo, como los depósitos de grasa o las membranas celulares.

La mayoría de las vitaminas hidrosolubles no se almacenan en el cuerpo, y su exceso se elimina en la orina, por lo que nuestra dieta diaria debe incluir vitaminas hidrosolubles. (fig. 16.18). El calor, el oxígeno y la luz ultravioleta destruyen fácilmente las vitaminas hidrosolubles, por lo que se debe tener especial cuidado en la preparación, procesado y almacenaje de los alimentos. En los años cuarenta, el National Research Council norteamericano, recomendó el enriquecimiento con vitaminas de los derivados de cereales, ya que los cereales refinados, como el trigo, tienen un menor contenido de vitaminas. La tiamina (B_1), la riboflavina (B_2), la niacina y el hierro fueron el primer grupo de nutrientes cuya adición se recomendó. En la actualidad, podemos ver las cantidades diarias recomendadas (CDR) de vitaminas y minerales en las etiquetas de muchos productos.

Numerosas enzimas emplean vitaminas hidrosolubles como cofactores para llevar a cabo su acción catalítica (tabla 16.13). Las coenzimas no permanecen unidas a una enzima particular, sino que son utilizadas repetidamente por diferentes enzimas (fig. 16.19), por lo que las células requieren estas coenzimas en cantidades pequeñas.

Las vitaminas liposolubles A, D, E y K no participan en el metabolismo como coenzimas, pero juegan un papel importante en procesos como la visión, la formación del hueso, la protección frente a la oxidación y la coagulación. Las vitaminas liposolubles se almacenan en el cuerpo y no se eliminan, por lo que la ingesta de una cantidad excesiva puede llegar a ser tóxica (fig. 16.20).

FIGURA 16.18 Las naranjas, los limones, los pimientos y los tomates contienen vitamina C o ácido ascórbico.

P ¿Qué le sucederá al exceso de vitamina C que pudiésemos ingerir?

TABLA 16.13 Vitaminas y sus funciones

Vitaminas hidrosolubles	Coenzima	Función
Tiamina (vitamina B_1)	Pirofosfato de tiamina	Descarboxilación
Riboflavina (vitamina B_2)	Flavina adenina dinucleótido (FAD), flavina mononucleótido (FMN)	Transferencia de electrones
Niacina (vitamina B_3)	Nicotinamida adenina dinucleótido (NAD^+); nicotinamida adenina dinucleótido fosfato ($NADP^+$)	Oxidación-reducción
Ácido pantoténico (vitamina B_5)	Coenzima A	Transferencia de grupos acilo
Piridoxina (vitamina B_6)	Fosfato de piridoxilo	Transaminación
Cobalamina (vitamina B_{12})	Metilcobalamina	Transferencia de grupos metilo
Ácido ascórbico (vitamina C)	Vitamina C	Síntesis de colágeno, cicatrización de las heridas
Biotina	Biocitina	Carboxilación
Ácido fólico	Tetrahidrofolato	Transferencia de grupos metilo
Vitaminas liposolubles		
Vitamina A		Formación de pigmentos visuales; desarrollo de las células epiteliales
Vitamina D		Absorción de calcio y de fosfato; deposición de calcio y fosfato en el hueso
Vitamina E		Antioxidante; previene la oxidación de la vitamina A y de los ácidos grasos insaturados
Vitamina K		Síntesis de la protrombina para la coagulación de la sangre

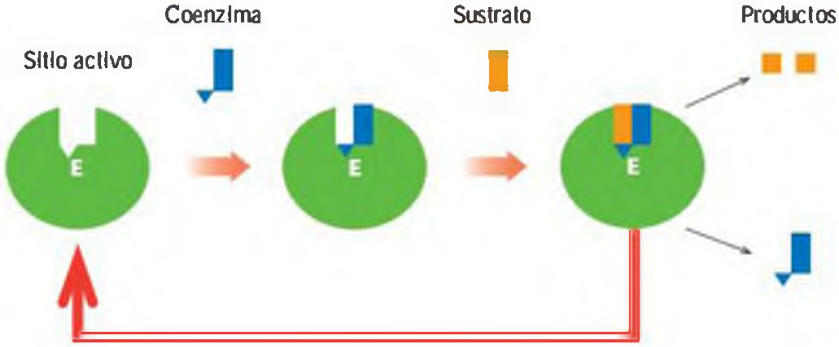


FIGURA 16.19 Las formas activas de muchas enzimas requieren la combinación de la enzima con un cofactor.
P ¿Cuál es la función de las vitaminas hidrosolubles en las enzimas?

FIGURA 16.20 Las frutas y los vegetales amarillos suelen ser ricos en vitamina A.
P ¿Por qué se dice que la vitamina A es liposoluble?

EJERCICIO RESUELTO 16.11

Cofactores

Indica si las siguientes enzimas son activas como tales o requieren un cofactor:

a. un polipéptido que necesita Mg^{2+} para su acción catalítica
b. una enzima activa formada por una sola cadena polipeptídica
c. una enzima que consiste en una estructura cuaternaria unida a vitamina B_6

SOLUCIÓN

a. La enzima necesita un cofactor.
b. Una enzima activa formada por una sola cadena polipeptídica es una enzima simple.
c. La enzima necesita un cofactor.

¡AHORA TÚ!

¿Qué partes no proteicas de las enzimas descritas en el ejercicio resuelto 16.11 son coenzimas?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Cofactores

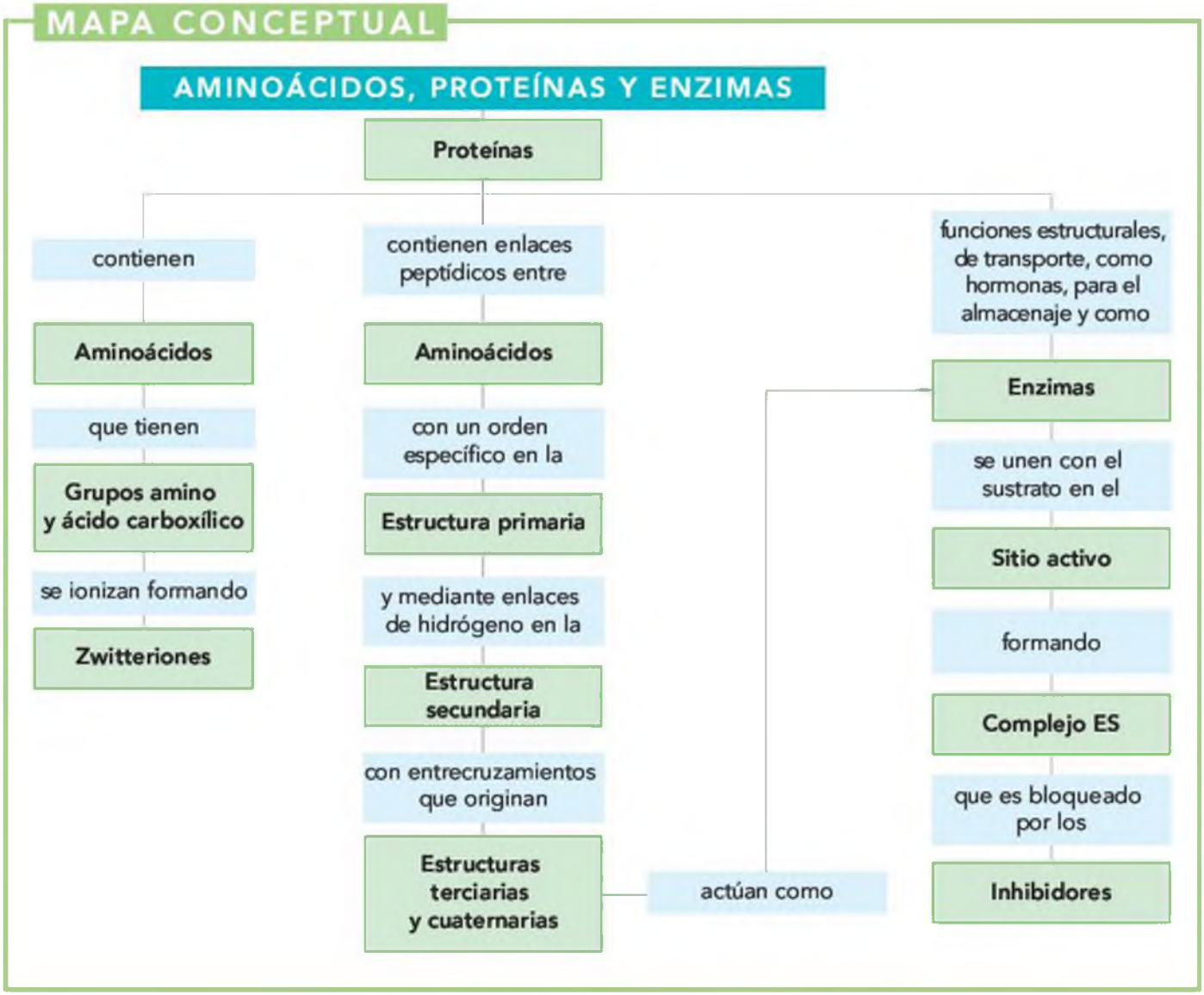
16.57 Las enzimas descritas en los siguientes apartados, ¿son activas como tales o requieren un cofactor?
a. requiere vitamina B_1 (tiamina)
b. necesita Zn^{2+} para su actividad catalítica
c. su forma activa consiste en 2 cadenas polipeptídicas

16.58 Las enzimas descritas en los siguientes apartados, ¿son activas como tales o requieren un cofactor?
a. requiere vitamina B_2 (riboflavina)
b. su forma activa está formada por 155 aminoácidos
c. emplea Cu^{2+} durante la catálisis

16.59 Identifica la vitamina que se une a las siguientes coenzimas:
a. coenzima A
b. tetrahidrofolato (THF)
c. NAD^+

16.60 Identifica la vitamina que se une a las siguientes coenzimas:
a. pirofosfato de tiamina
b. FAD
c. fosfato de piridoxilo

MAPA CONCEPTUAL



¡DE UN VISTAZO!

16.1 Funciones de las proteínas

El objetivo es... clasificar las proteínas según su función en las células.

Algunas proteínas actúan como enzimas, otras como hormonas y otras tienen funciones estructurales —de transporte, protección, almacenaje— o participan en la contracción muscular.

16.2 Aminoácidos

El objetivo es... dibujar los aminoácidos en forma de ión dipolar.

Las proteínas están formadas por 20 tipos de aminoácidos. Los aminoácidos tienen un grupo amino y un grupo ácido carboxílico, unidos a un átomo de carbono central (alfa) y una cadena lateral característica (R). La cadena lateral les confiere carácter no polar, polar, ácido o básico. Al valor del pH fisiológico, la mayoría de los aminoácidos están en forma de iones dipolares, llamados *zwiteriones*.

16.3 Acidez y basicidad de los aminoácidos

El objetivo es... dibujar la estructura de un aminoácido ionizado a un pH por encima o por debajo del pI.

Los aminoácidos pueden existir como iones dipolares llamados *zwiteriones*, como iones positivos (a valores de pH bajos) y como iones negativos (a valores de pH altos). En el punto isoeléctrico, los iones dipolares son neutros.

16.4 Formación de péptidos

El objetivo es... dibujar la estructura de un dipéptido.

Los dipéptidos contienen enlaces de tipo amida (peptídicos) que se forman cuando el grupo ácido carboxílico de un aminoácido se une con el grupo amino de otro aminoácido. Las cadenas largas con muchos aminoácidos se llaman proteínas.

16.5 Niveles estructurales de las proteínas

El objetivo es... identificar los niveles estructurales de las proteínas.

La estructura primaria de una proteína es su secuencia de aminoácidos. En la estructura secundaria, los enlaces de hidrógeno que se establecen entre las cadenas polipeptídicas generan una estructura característica de tipo hélice α, hoja plegada β o hélice triple. La estructura terciaria se establece mediante interacciones entre las cadenas laterales de los aminoácidos, de tipo enlace de hidrógeno, puentes disulfuro y puentes salinos. También existen interacciones que desplazan las cadenas hidrófobas al interior de la proteína y las hidrófilas al exterior. En la estructura cuaternaria, 2 o más estructuras terciarias, necesarias para la función biológica de la proteína, se mantienen unidas gracias a los mismos tipos de interacción que estabilizan la estructura terciaria.

La desnaturalización de las proteínas tiene lugar cuando la estructura secundaria, terciaria o cuaternaria es destruida por altas temperaturas, ácidos, bases, ciertos compuestos orgánicos, iones metálicos o mediante agitación, lo que produce la pérdida de actividad biológica.

16.6 Enzimas

El objetivo es... conocer el funcionamiento de las enzimas como catalizadores, así como sus nombres.

Las enzimas actúan como catalizadores, reduciendo la energía de activación y acelerando la velocidad de las reacciones biológicas. El nombre de la mayoría de las enzimas termina en *–asa* e indica el compuesto o el tipo de reacción que la enzima cataliza. Las enzimas se clasifican en función del tipo principal de reacción que catalizan.

16.7 Acción enzimática

El objetivo es... conocer el papel de las enzimas en las reacciones biológicas.

En la estructura terciaria de las proteínas existe una cavidad llamada sitio activo, o bolsillo, que se une con el sustrato. Según el modelo llave-cerradura, el sustrato encaja perfectamente en el sitio activo. El modelo de ajuste inducido establece que el sitio activo cambia de geometría para albergar al sustrato de modo óptimo. En el complejo enzima-sustrato, la catálisis se produce cuando las cadenas de los aminoácidos reaccionan con el sustrato. Los productos se liberan de la enzima y esta queda libre para unirse con otra molécula de sustrato.

16.8 Factores que afectan a la actividad enzimática

El objetivo es... conocer el efecto de la temperatura, del pH, de la concentración del sustrato y de los inhibidores en la actividad de las enzimas.

Las enzimas son más eficaces a una temperatura y pH óptimos, generalmente 37 °C y 7,4 respectivamente. La velocidad de una reacción catalizada por enzimas disminuye con la temperatura y a medida que el pH se aleja del valor óptimo. El aumento de la concentración de sustrato aumenta la velocidad de la reacción enzimática. Cuando la enzima se satura, la adición de más sustrato no incrementa la velocidad. Los inhibidores reducen la actividad de las enzimas o las hacen inactivas. Los inhibidores competitivos tienen una estructura similar a la del sustrato y compiten con él por unirse con el sitio activo. Si el sitio activo está ocupado, la enzima no puede catalizar la reacción del sustrato. Los inhibidores no competitivos se unen a otras partes de la enzima, cambiando la forma tanto de la enzima como del sitio activo. Mientras que el inhibidor no competitivo se mantenga unido, el sitio activo no puede unirse con el sustrato.

16.9 Cofactores enzimáticos

El objetivo es... conocer los cofactores que se unen a las enzimas.

Las enzimas simples son biológicamente activas como tales, mientras que otras enzimas necesitan la presencia de moléculas orgánicas pequeñas o iones metálicos, llamados *cofactores*. Los cofactores pueden ser iones metálicos, como Cu^{2+} o Fe^{2+}, o moléculas orgánicas llamadas coenzimas. Las vitaminas son pequeñas moléculas orgánicas necesarias para el crecimiento y para una vida saludable. Las vitaminas se obtienen en pequeñas cantidades mediante la alimentación. Las vitaminas hidrosolubles B y C actúan como coenzimas.

TÉRMINOS CLAVE

Actividad Velocidad a la que una enzima cataliza la transformación de un sustrato en producto.

Aminoácido Bloque de construcción de las proteínas. Están formados por un grupo amino, un grupo ácido carboxílico y una cadena lateral característica, todos unidos al átomo de carbono alfa.

Aminoácido ácido Aminoácido con un grupo ácido carboxílico (—COOH) en la cadena lateral que se ioniza como un ácido débil.

Aminoácido básico Aminoácido con un grupo amino (—NH_2) en la cadena lateral que se ioniza como una base débil.

Aminoácido no polar Aminoácido con una cadena lateral no polar e insoluble en agua.

Aminoácidos polares Aminoácidos con cadenas laterales polares y solubles en agua.

C-terminal Extremo de una cadena polipeptídica donde se sitúa el aminoácido con el grupo —COO^- libre.

Coenzima Molécula orgánica, una vitamina generalmente, que actúa como cofactor de una enzima.

Cofactor Ión metálico o molécula orgánica no proteica necesaria para la función biológica de una enzima.

Colágeno Es la proteína más abundante en el cuerpo, formada por hélices triples con enlaces de hidrógeno entre los grupos —OH de la hidroxiprolina y de la hidroxilisina.

Complejo enzima-sustrato (ES) Intermedio de las reacciones catalizadas por enzimas consistente en una enzima unida con el sustrato.

Desnaturalización Pérdida de las estructuras proteicas secundaria y terciaria, causada por el calor, los ácidos, las bases, algunos compuestos orgánicos, metales pesados y/o agitación.

Enlace de hidrógeno Atracción entre los grupos polares, como —OH, $—NH_2$ y —COOH, de las cadenas laterales de los aminoácidos de una cadena polipeptídica.

Enlace peptídico Enlace de tipo amida que une a los aminoácidos en las proteínas.

Estructura cuaternaria Estructura proteica formada por 2 o más subunidades polipeptídicas.

Estructura primaria Secuencia específica de aminoácidos en una proteína.

Estructura secundaria Formación de hélices α, hojas plegadas β o hélices triples.

Estructura terciaria Plegamiento de la estructura secundaria de una proteina, de modo que se forma una estructura compacta estabilizada mediante interacciones entre las cadenas laterales.

Enzima simple Enzima activa en forma polipeptídica

Enzimas Sustancias, generalmente proteínas globulares, que catalizan reacciones biológicas.

Hélice α (alfa) Nivel estructural secundario de las proteínas, en la que el grupo NH de un enlace peptídico se une a un grupo C═O más alejado mediante un enlace de hidrógeno, generando una estructura en espiral o enrollada.

Hélice triple Estructura del colágeno, formada por 3 cadenas polipeptídicas entrelazadas como una trenza.

Hoja plegada β (beta) Nivel estructural secundario de las proteínas que se genera por enlaces de hidrógeno entre los enlaces peptídicos de cadenas polipeptídicas paralelas.

Inhibidor competitivo Molécula con una estructura similar a la del sustrato que inhibe la acción enzimática al competir por el sitio activo.

Inhibidor no competitivo Inhibidor que altera la geometría de la enzima y del sitio activo, de modo que la enzima no puede unirse con el sustrato de modo adecuado.

Interacciones hidrófilas Atracciones entre las cadenas laterales polares en el exterior de una proteína.

Inhibidores Sustancias que inactivan una enzima interfiriendo su capacidad de reaccionar con un sustrato.

Interacciones hidrófobas Atracciones entre las cadenas laterales no polares en el interior de una proteína globular.

Isoenzimas Enzimas con diferentes combinaciones de subunidades polipeptídicas que catalizan la misma reacción en distintos tejidos del cuerpo.

Modelo de ajuste inducido Modelo de acción enzimática según el cual la forma del sustrato y del sitio activo se modifican para lograr un ajuste óptimo.

Modelo llave-cerradura Descripción de la acción enzimática que considera al sustrato como una especie de llave que encaja en la geometría específica del sitio activo.

N-terminal Extremo de una cadena polipeptídica donde se sitúa el aminoácido con el grupo $—NH_3^+$ libre.

Péptido Combinación de 2 o más aminoácidos unidos entre sí mediante enlaces peptídicos; dipéptido, tripéptido, etc.

pH óptimo Valor del pH al que la enzima es más activa.

Proteína Término utilizado para referirse a polipéptidos biológicamente activos formados por múltiples aminoácidos unidos entre sí mediante enlaces peptídicos.

Proteína fibrosa Proteína insoluble en agua, consisten en cadenas polipeptídicas con hélices α u hojas plegadas β y que forman las fibras del pelo, la lana, la piel, las uñas o la seda.

Proteína globular Proteínas que adquieren una estructura compacta mediante atracciones entre las cadenas laterales de los aminoácidos.

Puentes disulfuro Enlaces covalentes —S—S— que se forman entre los grupos —SH de las unidades de cisteína de una proteína y que estabilizan la estructura secundaria.

Puente salino Atracción entre los grupos laterales ionizados de los aminoácidos ácidos y básicos en la estructura terciaria de las proteínas.

Punto isoeléctrico (pI) pH al cual un aminoácido está en forma de ión dipolar.

Sitio activo Cavidad en una zona de la estructura terciaria de una enzima en la que se une el sustrato de la reacción.

Sustrato Molécula que reacciona en el sitio activo en una reacción enzimática.

Temperatura óptima Temperatura en la que una enzima muestra su máximo de actividad.

Vitaminas Moléculas orgánicas; son necesarias para una vida saludable y para el crecimiento adecuado y se obtienen en pequeñas cantidades a través de los alimentos.

Vitaminas hidrosolubles Vitaminas solubles en agua. No se almacenan en el cuerpo, se destruyen fácilmente por la acción del calor, la luz ultravioleta o el oxígeno y actúan como coenzimas.

Vitaminas liposolubles Vitaminas insolubles en agua. Pueden ser almacenadas en el hígado y en la grasa corporal.

Zwiterión Forma dipolar de un aminoácido con 2 zonas de carga iónica opuesta, $—NH_3^+$ y $—COO^-$.

COMPRENDER LOS CONCEPTOS

16.61 El etilenglicol ($HO—CH_2—CH_2—OH$) es el componente principal de los anticongelantes. En el cuerpo, se convierte primero en HOOC—CHO (ácido oxoetanoico) y después en HOOC—COOH (ácido oxálico), que es tóxico.

a. ¿Qué tipo de enzimas catalizan ambas reacciones del etilenglicol?

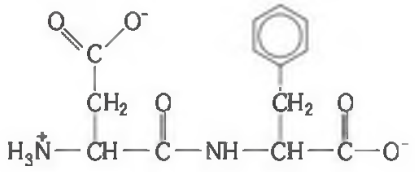
b. El tratamiento en los casos de ingestión de etilenglicol consiste en la inyección intravenosa de etanol. ¿Cómo consigue este tratamiento evitar las concentraciones tóxicas de ácido oxálico?

16.62 Los adultos que son intolerantes a la lactosa no pueden hidrolizar este disacárido abundante en los productos lácteos. Con el fin de

ayudar a la digestión de los lácteos, se añade a la leche una sustancia llamada Lactaid, y después se enfría durante 24 horas.

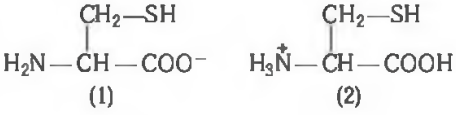
a. ¿Qué enzima está presente en el Lactaid? ¿De qué tipo es?
b. ¿Qué podría pasarle a la enzima si la leche se conservara a 55 °C?

16.63 El aspartamo, un dipéptido que se emplea como edulcorante artificial, tiene la siguiente estructura:

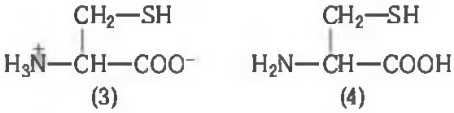


a. ¿Qué aminoácidos forman el aspartamo?
b. ¿Cómo nombrarías el dipéptido?

16.64 Si la cisteína, un aminoácido muy abundante en el cabello, tiene un pI de 5,0, ¿qué estructura (1, 2, 3 o 4) presentará en disoluciones con los siguientes valores de pH?



(1) (2)



(3) (4)

a. pH=2 **b.** pH=5 **c.** pH=9

16.65 Identifica los siguientes aminoácidos e indica el tipo de interacción que se establece entre los grupos de sus cadenas laterales:

a. $-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-NH_2$ y $HO-CH_2-$

b. $-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O^-$ y $H_3\overset{+}{N}-(CH_2)_4$

c. $-CH_2-SH$ y $HS-CH_2-$

d. $-CH_2-\overset{CH_3}{\overset{|}{CH}}-CH_3$ y CH_3-

16.66 La piña fresca contiene la enzima bromelaína, que degrada las proteínas.

a. Las instrucciones de un paquete de gelatina indican que no se le debe añadir piña fresca. Sin embargo, sí se le puede añadir piña en conserva, que se ha calentado a una temperatura elevada. ¿Por qué?
b. La piña fresca se suele usar en los marinados para que la carne se haga más tierna. ¿Por qué?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS ADICIONALES

16.67 Muchas veces, las semillas y los vegetales son deficitarios en uno o varios aminoácidos esenciales. Con ayuda de la siguiente tabla, determina si las siguientes combinaciones de alimentos proporcionarían todos los aminoácidos esenciales:

Fuente	Lisina	Triptófano	Metionina
Copos de avena	No	Sí	Sí
Arroz	No	Sí	Sí
Garbanzos	Sí	No	Sí
Judías verdes	Sí	No	No
Almidón de maíz	No	Sí	Sí

a. arroz y garbanzos
b. judías verdes y almidón de maíz
c. una ensalada de garbanzos y judías verdes
d. arroz y judías verdes
e. arroz y copos de avena
f. copos de avena y judías verdes

16.68 **a.** Dibuja la estructura del péptido Val-Ala-Leu.
b. ¿Crees que encontraríamos este péptido en la zona interior de una proteína globular, o en la exterior? ¿Por qué?

16.69 ¿En qué se diferencian los elementos de las siguientes parejas?
a. estructuras proteicas secundaria y terciara
b. aminoácidos esenciales y no esenciales
c. aminoácidos polares y no polares
d. dipéptidos y tripéptidos
e. un enlace iónico (puente salino) y un puente disulfuro
f. proteínas fibrosas y globulares
g. hélice α y hoja plegada β
h. estructuras proteicas terciaria y cuaternaria

16.70 **a.** ¿Dónde se encuentra el colágeno?
b. ¿Qué tipo de estructura secundaria se forma en el colágeno?

16.71 **a.** Dibuja la estructura del péptido Ser-Lys-Asp.
b. ¿Encontraremos este péptido en la zona interior o exterior de una proteína globular? ¿Por qué?

16.72 ¿Qué tipo de interacción crees que se producirá entre los siguientes aminoácidos?
a. treonina y asparragina
b. valina y alanina
c. arginina y ácido aspártico

16.73 Si en una proteína la serina fuese sustituida por valina, ¿cómo se vería afectada la estructura terciaria?

16.74 Si comemos arroz, ¿qué otra fuente vegetal de proteína debemos añadir para ingerir todos los aminoácidos esenciales?

16.75 ¿En qué se diferencian las enzimas de los catalizadores utilizados en el laboratorio?

16.76 ¿Por qué las enzimas solo funcionan en condiciones suaves?

16.77 La lactasa es una enzima que hidroliza la lactosa a glucosa y galactosa.
a. ¿Cuáles son los reactivos y los productos de la reacción?
b. Dibuja un diagrama de energía para la reacción en presencia y ausencia de lactasa.
c. ¿Cómo acelera la lactasa la reacción?

16.78 La maltasa es una enzima que hidroliza la maltosa a 2 moléculas de glucosa.
a. ¿Cuáles son los reactivos y los productos de la reacción?
b. Dibuja un diagrama de energía para la reacción en presencia y ausencia de maltasa.
c. ¿Cómo acelera la maltasa la reacción?

16.79 Indica si los siguientes apartados se refieren a sustratos (S) o enzimas (E):
a. lactosa
b. lactasa
c. ureasa
d. tripsina
e. piruvato
f. transaminasa

16.80 Indica si los siguientes apartados se refieren a sustratos (S) o enzimas (E):
a. glucosa
b. hidrolasa
c. maleato isomerasa
d. alanina
e. amilosa
f. amilasa

16.81 Indica el sustrato de las siguientes enzimas:
a. ureasa
b. lactasa
c. aspartato transaminasa
d. tirosinasa

16.82 Indica el sustrato de las siguientes enzimas:
a. maltasa
b. fructosa oxidasa
c. fenolasa
d. sacarosa

16.83 ¿Cómo se explica con el modelo llave-cerradura que la sacarasa hidrolice la sacarosa, pero no la lactosa?

16.84 ¿Cómo se explica con el modelo de ajuste inducido el hecho de que una enzima catalice la reacción de un grupo de sustratos?

16.85 Cuando un análisis de sangre muestra niveles elevados de LDH y de CK, ¿cuál puede ser la causa?

16.86 Cuando un análisis de sangre muestra un nivel elevado de ALT, ¿cuál puede ser la causa?

16.87 Indica si una enzima está saturada o no saturada en las siguientes situaciones:
a. La adición de sustrato no incrementa la velocidad de la reacción.
b. Al duplicar la concentración de sustrato, la velocidad de la reacción se duplica.

16.88 Señala si las siguientes enzimas serían funcionales en las condiciones que se indican:
a. pepsina, una enzima digestiva, a pH 2
b. una enzima a 37 °C, si procede de una bacteria termófila y tiene una temperatura óptima de 100 °C.

16.89 Las siguientes frases, ¿describen una enzima simple o una enzima que requiere un cofactor?
a. Contiene Mg^{2+} en el sitio activo.
b. Tiene actividad catalítica como estructura terciaria.
c. Su actividad biológica requiere ácido fólico.

16.90 Las siguientes frases, ¿describen una enzima simple o una enzima que requiere un cofactor?
a. contiene riboflavina o vitamina B_2
b. tiene 4 subunidades polipeptídicas
c. su actividad catalítica requiere Fe^{3+} en el sitio activo

¡ACEPTA EL RETO!

16.91 Indica la carga de los siguientes aminoácidos a los valores de pH que se indican:

a. 0 **b.** 1+ **c.** 2+ **d.** 2− **e.** 1−

1. serina, a pH 6,0
2. ácido glutámico, a pH 10
3. arginina, a pH 2
4. histidina, a pH 7,6
5. isoleucina, a pH 3
6. leucina, a pH 9

16.92 Piensa en una mezcla de los aminoácidos lisina, valina y ácido aspártico que se somete a la acción de una corriente eléctrica a pH 6,0:

Mezcla de aminoácidos

a. Indica qué aminoácido migra hacia el electrodo positivo (+), cuál al negativo (−) y cuál permanece en el punto de aplicación.

b. Si la mezcla es el resultado de la hidrólisis de un tripéptido, ¿cuáles son las secuencias posibles, si solo hay una molécula de cada aminoácido?

c. Si estuviesen presentes en una enzima, ¿qué aminoácido…?

1. estaría en las regiones hidrófobas
2. estaría en las regiones hidrófilas
3. formaría enlaces de hidrógeno
4. formaría puentes disulfuro
5. formaría puentes salinos

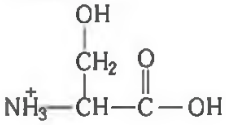
RESPUESTAS

Respuestas de *¡Ahora tú!*

16.1 hormonas

16.2 **a.** no polar
b. polar

16.3



16.4 treonil-leucil-fenilalanina

16.5 Los 2 son no polares y se encontrarían en el interior de la estructura cuaternaria.

16.6 cuaternaria

16.7 lipasa

16.8 Según el modelo llave-cerradura, debido a su geometría el sustrato encaja perfectamente en el sitio activo. El modelo de ajuste inducido establece que tanto el sustrato como el sitio activo ajustan su geometría para que el encaje sea óptimo.

16.9 A un pH menor que el pH óptimo, la desnaturalización reduce la actividad de la ureasa.

16.10 inhibición competitiva

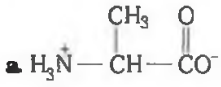
16.11 vitamina B_6

Respuestas de los *Ejercicios y problemas* seleccionados

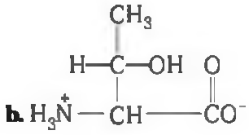
16.1 **a.** transporte
b. estructural
c. estructural
d. enzima

16.3 Todos los aminoácidos tienen un grupo ácido carboxílico y un grupo amino unidos al carbono α.

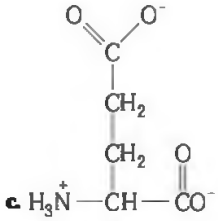
16.5 **a.**



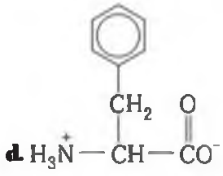
b.



c.

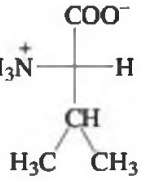
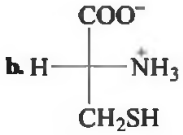


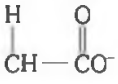
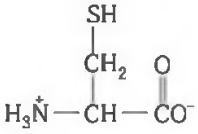
d.

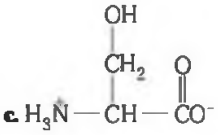
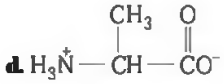


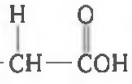
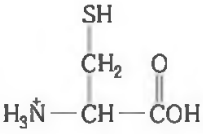
16.7 **a.** hidrófobo (no polar)
b. hidrófilo (polar, neutro)
c. ácido
d. hidrófobo (no polar)

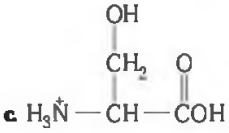
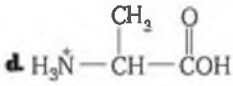
16.9 **a.** alanina
b. valina
c. lisina
d. cisteína

16.11 **a.**  **b.** 

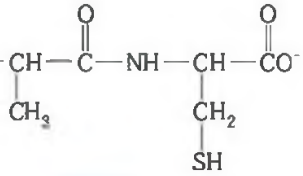
16.13 **a.**  **b.** 

c.  **d.** 

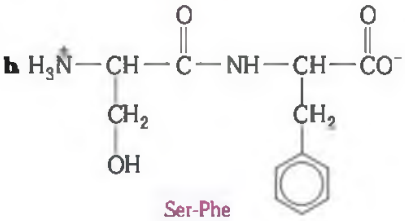
16.15 **a.**  **b.** 

c.  **d.** 

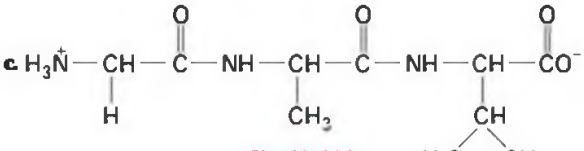
16.17 **a.** por encima del pI **b.** por debajo del pI **c.** en el pI

16.19 **a.** 

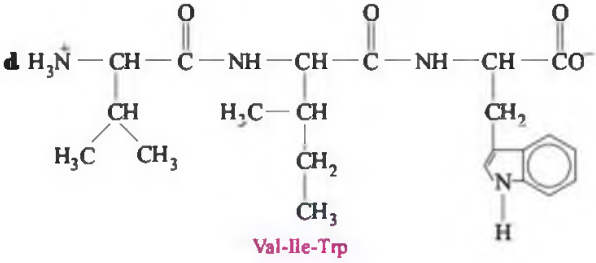
Ala-Cys

b. 

Ser-Phe

c. 

Gly-Ala-Val

d. 

Val-Ile-Trp

16.21 En la estructura primaria de las proteínas, los aminoácidos se unen mediante enlaces peptídicos (tipo amida).

16.23 Val-Ser-Ser, Ser-Val-Ser o Ser-Ser-Val

16.25 La estructura primaria permanece inalterada a pesar de que se formen enlaces de hidrógeno entre los oxígenos de los grupos carbonilo y los hidrógenos de los grupos amino.

16.27 En la hélice α se forman enlaces de hidrógeno entre el oxígeno de un grupo carbonilo y el hidrógeno del grupo amino del cuarto aminoácido en la secuencia. En la hoja plegada β, los enlaces de hidrógeno se establecen entre cadenas peptídicas paralelas o entre distintas secciones de una cadena polipeptídica larga.

16.29 **a.** puente disulfuro
b. puente salino
c. enlace de hidrógeno
d. interacción hidrófoba

16.31 **a.** cisteína
b. En la parte interior de la proteína se encontrarán la leucina y la valina, al ser hidrófobas.
c. En la parte exterior de la proteína se encontrarán la cisteína y el ácido aspártico, al ser polares.
d. La secuencia de aminoácidos (estructura primaria) permite que las cadenas laterales interaccionen entre sí, determinando la estructura terciaria.

16.33 **a.** Al cocer el huevo, se rompen los enlaces de hidrógeno y las interacciones hidrófobas, lo que cambia las estructura secundaria y terciaria y la forma global de la proteína.
b. Con la gasa empapada en alcohol se rompen las interacciones hidrófobas y se modifica la estructura terciaria.
c. El calor del autoclave rompe los enlaces de hidrógeno y las interacciones hidrófobas, lo que altera las estructuras secundarias y terciarias de las proteínas de las bacterias.
d. El calor modifica las estructuras secundarias y terciarias de las proteínas, produciéndose una solidificación de las proteínas que ayuda a que la herida se cierre.

16.35 Las reacciones químicas se podrían producir sin la presencia de enzimas, pero las velocidades serían muy bajas. Las reacciones catalizadas, que son varias veces más rápidas, proporcionan las cantidades de productos que las células requieren en cualquier momento.

16.37 **a.** galactosa **b.** lípido **c.** ácido aspártico

16.39 **a.** hidrolasa **b.** oxido-reductasa
c. isomerasa **d.** transferasa

16.41 **a.** enzima
b. complejo enzima-sustrato
c. sustrato

16.43 **a.** $E + S \rightleftharpoons ES \longrightarrow E + P$
b. El sitio activo es una región o cavidad en la estructura terciaria de las enzimas que se une con el sustrato y en el que se cataliza la reacción.

16.45 Las isoenzimas son formas ligeramente distintas de una enzima que catalizan la misma reacción en distintos tejidos del cuerpo.

16.47 El médico debería analizar los niveles de CK, LDH y AST para determinar si el paciente sufre un ataque al corazón.

16.49 **a.** La velocidad disminuye.
b. La velocidad disminuye.
c. La velocidad disminuye.

16.51 pepsina, pH 2; ureasa, pH 5; tripsina, pH 8

16.53 **a.** competitiva **b.** no competitiva
c. competitiva **d.** no competitiva
e. competitiva

16.55 **a.** metanol, CH_3OH; etanol, CH_3CH_2OH
b. El etanol tiene una estructura similar al metanol y puede competir por el sitio activo.
c. El etanol es un inhibidor competitivo en la oxidación del metanol.

16.57 **a.** una enzima que necesita un cofactor
b. una enzima que necesita un cofactor
c. una enzima simple.

16.59 **a.** ácido pantoténico (vitamina B_5)
b. ácido fólico
c. niacina (vitamina B_3)

16.61 **a.** oxido-reductasa
b. A altas concentraciones, el etanol, que es un inhibidor competitivo del etilenglicol, saturaría la enzima alcohol deshidrogenasa, lo que permitiría la eliminación del etilenglicol sin que se produzca ácido oxálico.

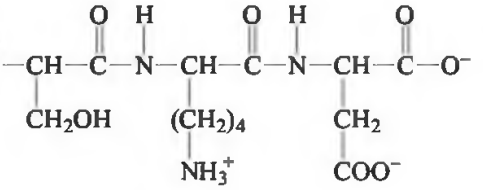
16.63 **a.** ácido aspártico y fenilalanina
b. aspartil-fenilalanina

16.65 **a.** asparagina y serina; enlace de hidrógeno
b. ácido aspártico y lisina; puente iónico
c. cisteína y cisteína; puente disulfuro
d. leucina y alanina; interacción hidrófoba

16.67 **a.** sí **b.** sí **c.** no
d. sí **e.** no **f.** sí

16.69 **a.** La estructura secundaria de una proteína depende de los enlaces de hidrógeno que forman una hélice α o una hoja plegada β; la estructura terciaria es determinada por las interacciones entre las cadenas laterales, como los puentes disulfuro y los puentes salinos.
b. Los aminoácidos no esenciales pueden ser sintetizados por el cuerpo, se necesita ingerir los esenciales con la dieta.
c. Los aminoácidos polares tienen grupos laterales hidrófilos, mientras que los grupos de los no polares son hidrófobos.
d. Los dipéptidos están formados por 2 aminoácidos, los tripéptidos, por 3.
e. El puente iónico consiste en la interacción entre un grupo lateral ácido y uno básico; el puente disulfuro enlaza los azufres de 2 cisteínas.
f. Las proteínas fibrosas consisten en hélices α enrolladas como en una cuerda. Las proteínas globulares tienen una forma esférica compacta.
g. La hélice α es una estructura secundaria en forma de escalera o sacacorchos. La hoja plegada β también es una estructura secundaria, y se forma cuando las cadenas peptídicas se unen lateralmente como en una hoja doblada.
h. La estructura terciaria de las proteínas es su estructura tridimensional. La estructura cuaternaria involucra el agrupamiento de 2 o más unidades peptídicas necesarias para que la proteína sea activa.

16.71 **a.**



b. El péptido tiene cadenas laterales polares, por lo que estaría en el exterior de una proteína globular formando enlaces de hidrógeno con el agua.

16.73 La serina es un aminoácido polar, mientras que la valina es no polar. La valina estaría en el interior de la estructura terciaria. Sin embargo, la serina desplazaría esa parte de la cadena hacia el exterior, donde formaría enlaces hidrófilos con el agua.

16.75 En el laboratorio, las reacciones se suelen llevar a cabo empleando catalizadores que son ácidos o bases fuertes, y a temperaturas elevadas. Las enzimas, que trabajan a pH y temperatura fisiológica, se desnaturalizan rápidamente cuando se usan temperaturas elevadas o en presencia de ácidos o bases fuertes.

16.77 **a.** El reactivo es la lactosa y los productos son la glucosa y la galactosa
b.

c. La enzima proporciona un camino de baja energía al reducir la energía de activación, por lo que la reacción sucede más rápidamente.

16.79 **a.** S **b.** E **c.** E **d.** E **e.** S **f.** E

16.81 **a.** urea **b.** lactosa
c. aspartato **d.** tirosina

16.83 La sacarosa encaja en el sitio activo de la sacarasa, pero la lactosa no encaja.

16.85 Un ataque cardiaco

16.87 **a.** saturada **b.** no saturada

16.89 **a.** necesita un cofactor
b. es una enzima simple
c. necesita un cofactor (coenzima)

16.91 **1.** a **2.** d **3.** c **4.** a **5.** b **6.** e

17 Ácidos nucleicos y síntesis de proteínas

EN ESTA UNIDAD...

17.1 Componentes de los ácidos nucleicos

17.2 Estructura primaria de los ácidos nucleicos

17.3 La doble hélice del ADN

17.4 El ARN y el código genético

17.5 Síntesis de proteínas

17.6 Mutaciones genéticas

17.7 Virus

«Los pacientes atendidos en el Servicio de Hepatitis C que dirijo suelen presentar cuadros de ansiedad antes de ser diagnosticados», dice Barbara Behrens, directora del Servicio de Hepatitis C, del Kaiser Hospital. «El tratamiento para la hepatitis C puede provocar reacciones negativas importantes, como la caída radical en el número de glóbulos rojos presentes en la sangre. Cuando esto ocurre, es necesario estar pendiente de ellos 24 horas al día: la monitorización del paciente es completa, y yo estoy disponible para que me llamen cuando lo necesiten».

La hepatitis C es un virus ARN —o retrovirus— que ocasiona la inflamación del hígado, lo que suele conducir a una enfermedad crónica de este. Al contrario que muchos virus, frente a los que puede desarrollarse cierta inmunidad, el virus de la hepatitis C muta tan rápidamente que los científicos no han sido capaces de desarrollar vacunas. Las personas portadoras del virus pueden contagiarlo durante toda su vida.

the Chemistry place

Visita **www.chemplace.com** y encontrarás cuestiones adicionales, tutoriales interactivos, información profesional, diapositivas en PowerPoint para repasar el capítulo, ayuda para resolver las operaciones matemáticas y casos prácticos.

Los ácidos nucleicos son moléculas grandes que existen en nuestras células y que almacenan la información y dirigen las actividades para el desarrollo celular y la reproducción. El ácido desoxirribonucleico (ADN), el material genético del núcleo celular, contiene toda la información necesaria para el desarrollo de un sistema vivo completo. La manera en que crecemos, el pelo, el color de los ojos, la apariencia física, la actividad de las células de nuestro cuerpo; todo viene determinado por un conjunto de directrices contenidas en el ADN de nuestras células.

Toda la información genética de la célula se denomina *genoma*. Cada vez que una célula se divide, la información del genoma se copia y pasa a las nuevas células: este proceso de replicación duplica exactamente las instrucciones genéticas. Algunas secciones del ADN, denominadas genes, contienen la información para fabricar una determinada proteína.

Cuando la célula necesita proteínas, otro tipo de ácido nucleico, el ARN, traslada la información genética del ADN y la lleva a los ribosomas, donde tiene lugar la síntesis de las proteínas. A veces ocurren errores que generan mutaciones que afectan a la síntesis de una determinada proteína.

17.1 COMPONENTES DE LOS ÁCIDOS NUCLEICOS

EL OBJETIVO ES...

describir las bases y los azúcares de ribosa que forman los ácidos nucleicos ADN y ARN.

Existen 2 tipos muy relacionados de ácidos nucleicos: el *ácido desoxirribonucleico* **(ADN)** y el *ácido ribonucleico* **(ARN).** Ambos son polímeros no ramificados formados por unidades repetidas de monómeros denominados *nucleótidos*. Una molécula de ADN puede tener varios millones de nucleótidos; las moléculas más pequeñas de ARN pueden contener hasta varios miles de ellos. Cada nucleótido tiene 3 componentes: una base, un azúcar de 5 carbonos y un grupo fosfato (fig. 17.1).

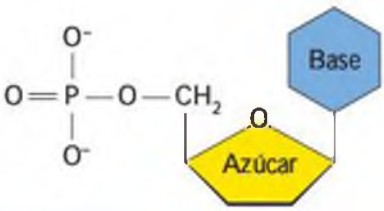
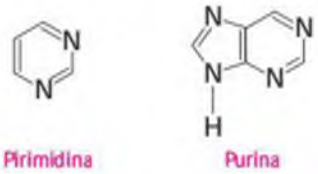


FIGURA 17.1 Diagrama de la estructura general de un nucleótido que se encuentra en los ácidos nucleicos.

P En un nucleótido, ¿qué tipos de grupos están unidos a un azúcar de 5 carbonos?

Bases

Las **bases** de los ácidos nucleicos son derivados de *pirimidina* o de *purina*.



En el ADN, las bases son 2 purinas —adenina (A) y guanina (G)— y 2 pirimidinas —citosina (C) y timina (T)—. El ARN contiene las mismas bases, exceptuando que la timina (5-metiluracilo) está sustituida por el uracilo (U) (fig. 17.2).

Los azúcares ribosa y desoxirribosa

En el ARN, el azúcar de 5 carbonos es la *ribosa* (que proporciona la letra R a la sigla ARN). Los átomos de las pentosas se numeran con primas (1', 2', 3', 4' y 5') para diferenciarlos de los átomos de las bases (fig. 17.3). En el ADN, el azúcar de 5 carbonos es la

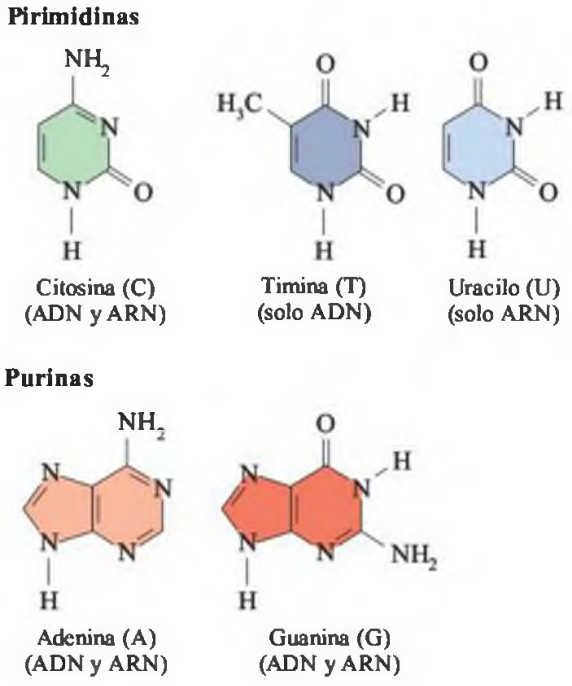


FIGURA 17.2 El ADN contiene las bases A, G, C y T; el ARN contiene A, G, C y U.
P ¿Qué bases se encuentran en el ADN?

desoxirribosa, que es similar a la ribosa, con la diferencia de que no hay grupo hidroxilo (—OH) en C2'. El prefijo *desoxi* quiere decir «sin oxígeno» y proporciona la D a la sigla ADN.

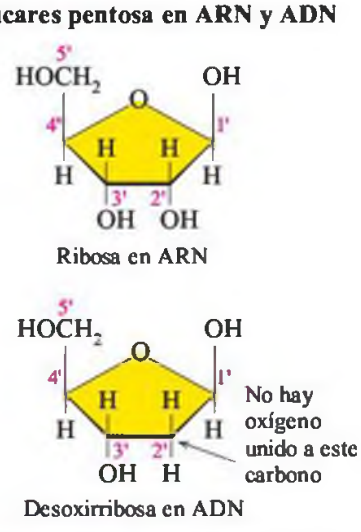
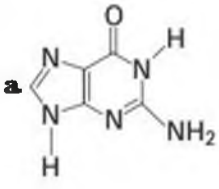


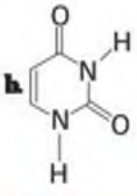
FIGURA 17.3 El azúcar pentosa de 5 carbonos que se encuentra en el ARN es la ribosa, y en el ADN, desoxirribosa.
P ¿Cuál es la diferencia entre ribosa y desoxirribosa?

EJERCICIO RESUELTO 17.1

Componentes de los ácidos nucleicos

Identifica cada una de las siguientes bases como purina o pirimidina.





SOLUCIÓN

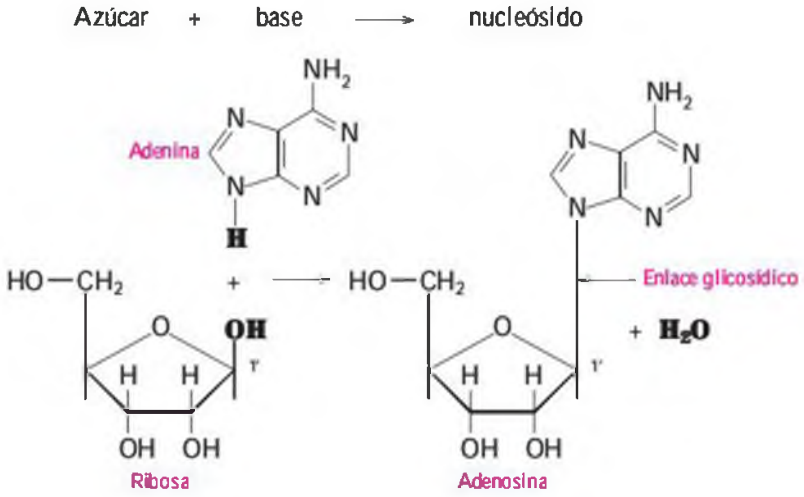
a La guanina es una purina.
b El uracilo es una pirimidina.

¡AHORA TÚ!

Indica si las bases del ejercicio resuelto 17.1 se encuentran en el ARN, el ADN o en ambos.

Nucleósidos y nucleótidos

Un **nucleósido** se forma cuando una purina o una pirimidina forma un enlace glicosídico con el C1' de un azúcar, ya sea ribosa o desoxirribosa. Por ejemplo, la adenina, una purina, y la ribosa forman un nucleósido llamado **adenosina**.



Los **nucleótidos** se forman cuando el grupo C5'—OH de la ribosa o la desoxirribosa de un nucleósido forma un éster fosfórico. Otros grupos hidroxilo de la ribosa pueden formar también ésteres fosfóricos, pero los nucleótidos 5'-monofosfato solo se encuentran en el ARN y ADN. Todos los nucleótidos del ARN y ADN se muestran en la figura 17.4.

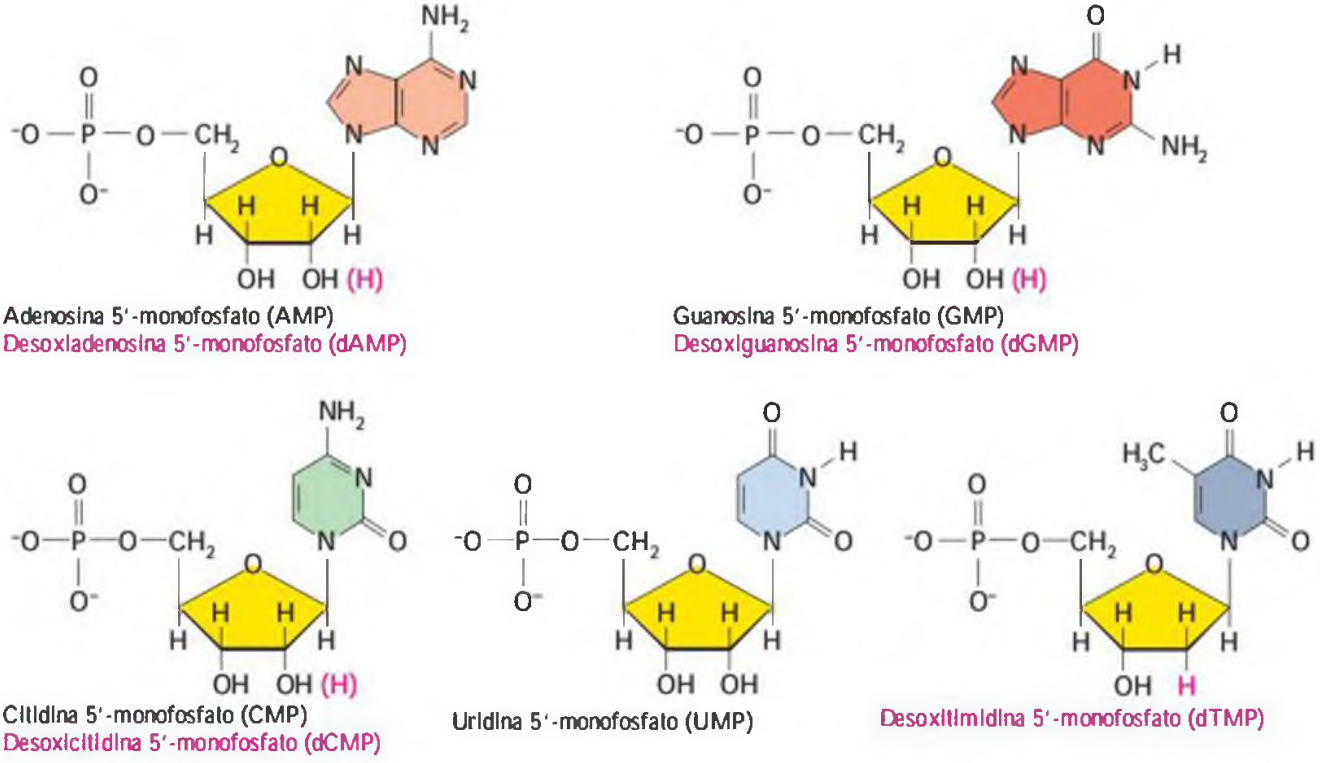


FIGURA 17.4 Los nucleótidos del ARN son idénticos a los del ADN, con la excepción de que en el ADN el azúcar es la desoxirribosa, y la desoxitimidina reemplaza a la uridina.

P ¿Cuáles son las diferencias en los nucleótidos del ARN y el ADN?

Nomenclatura de nucleósidos y nucleótidos

El nombre de un nucleósido que contiene una purina termina en *osina*, mientras que el nucleósido que contiene una pirimidina acaba en *idina*. Los nombres de los nucleósidos del ADN añaden *desoxi* al principio de los nombres. Los correspondientes nucleótidos en el ARN y ADN se nombran añadiendo 5'-monofosfato. Aunque las letras A, G, C, U y T representan las bases, muchas veces se utilizan en las siglas de los nucleósidos y nucleótidos respectivos. Los nombres y siglas de las bases, nucleósidos y nucleótidos en el ADN y ARN se recogen en la tabla 17.1.

TABLA 17.1 Nucleósidos y nucleótidos en el ADN y el ARN

Base	Nucleósidos	Nucleótidos
ARN		
Adenina (A)	Adenosina (A)	Adenosina 5'-monofosfato (AMP)
Guanina (G)	Guanosina (G)	Guanosina 5'-monofosfato (GMP)
Citosina (C)	Citidina (C)	Citidina 5'-monofosfato (CMP)
Uracilo (U)	Uridina (U)	Uridina 5'-monofosfato (UMP)
ADN		
Adenina (A)	Desoxiadenosina (A)	Desoxiadenosina 5'-monofosfato (dAMP)
Guanina (G)	Desoxiguanosina (G)	Desoxiguanosina 5'-monofosfato (dGMP)
Citosina (C)	Desoxicitidina (C)	Desoxicitidina 5'-monofosfato (dCMP)
Timina (T)	Desoxitimidina (T)	Desoxitimidina 5'-monofosfato (dTMP)

EJERCICIO RESUELTO 17.2

Nucleótidos

Identifica qué ácido nucleico (ADN o ARN) contiene cada uno de los siguientes nucleótidos y especifica los componentes de cada nucleótido:

a. desoxiguanosina 5'-monofosfato (dGMP)
b. adenosina 5'-monofosfato (AMP)

SOLUCIÓN

a. Este nucleótido del ADN está formado por desoxirribosa, guanina y fosfato.
b. Este nucleótido del ARN está formado por ribosa, adenina y fosfato.

¡AHORA TÚ!

¿Cuáles son el nombre y la sigla del nucleótido de la citosina en el ADN?

Profesiones con química

Terapeuta ocupacional

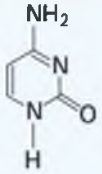
«Un terapeuta ocupacional enseña a los niños y a los adultos las habilidades necesarias para vivir», dice la terapeuta ocupacional Leslie Wakasa. «Cuando se trabaja en el área de pediatría, somos muy importantes para la educación de los niños con minusvalías, sus familias, sus cuidadores y el personal de los colegios, ya que les enseñamos la manera de ayudarles a ser todo lo independientes que puedan llegar a ser en cualquier aspecto de su vida diaria. Enseñar a un niño a alimentarse por sí mismo es muy gratificante, y además constituye una fuente de autoestima enorme para ellos. La oportunidad de ayudar a la gente a ser más independiente es muy satisfactoria».

Una combinación de tecnología y terapia ocupacional ayuda a los niños que no pueden hablar a comunicarse e interaccionar con su entorno. Con un sistema que funciona a partir de un interruptor rojo, Alex está aprendiendo a utilizar un ordenador.

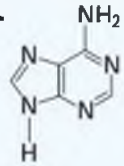
EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Componentes de los ácidos nucleicos

17.1 Identifica las siguientes bases como purina o pirimidina:
a. timina **b.**



17.2 Identifica las siguientes bases como purina o pirimidina:
a. guanina **b.**



17.3 Identifica las bases del problema 17.1 como presentes en el ARN, en el ADN o en ambos.

17.4 Identifica las bases del problema 17.2 como presentes en el ARN, en el ADN o en ambos.

17.5 ¿Cuáles son los nombres y las siglas de los 4 nucleótidos del ADN?

17.6 ¿Cuáles son los nombres y las siglas de los 4 nucleótidos del ARN?

17.7 Identifica cada uno de los siguientes compuestos como nucleótido o nucleósido:
a. adenosina **b.** desoxicitidina
c. uridina **d.** citidina 5'-monofosfato

17.8 Identifica cada uno de los siguientes compuestos como nucleótido o nucleósido:
a. desoxitimidina
b. guanosina
c. adenosina
d. uridina 5'-monofosfato

17.9 Dibuja la estructura de la desoxiadenosina 5'-monofosfato (dAMP).

17.10 Dibuja la estructura de la uridina 5'-monofosfato (UMP).

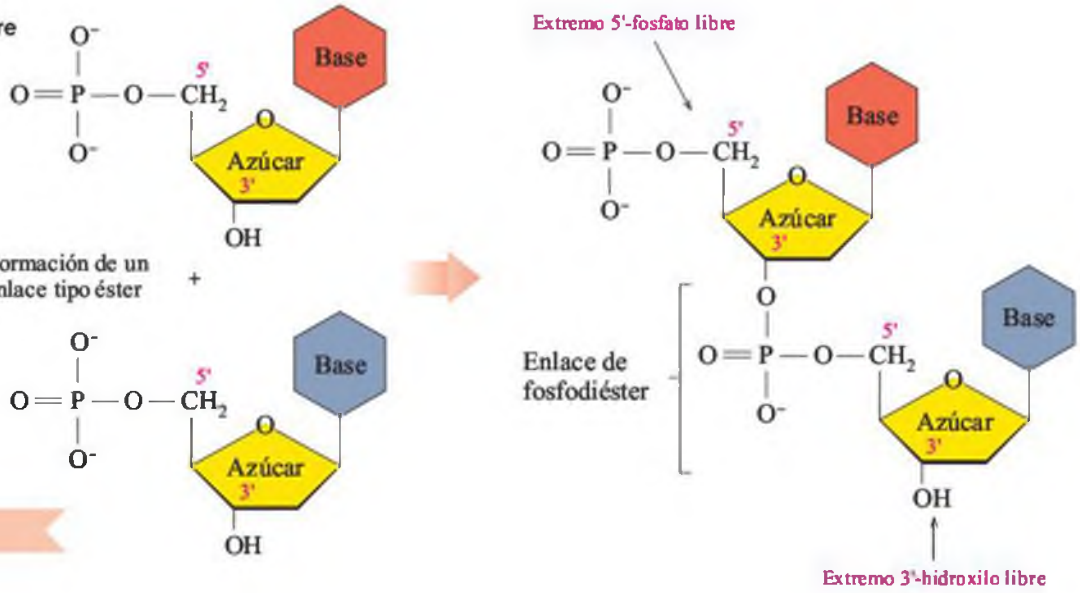
17.2 ESTRUCTURA PRIMARIA DE LOS ÁCIDOS NUCLEICOS

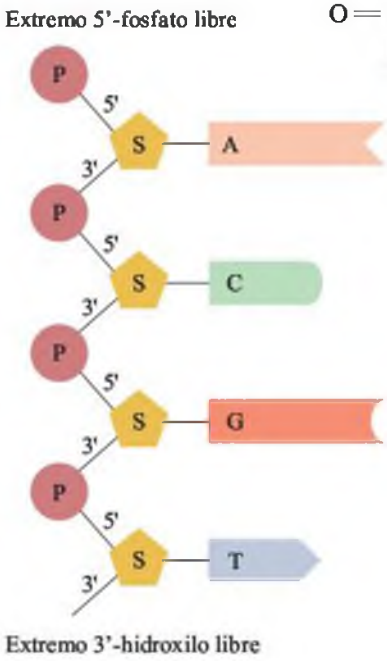
EL OBJETIVO ES...

describir las estructuras primarias del ARN y del ADN.

WEB TUTORIAL
DNA and RNA Structure

Los **ácidos nucleicos** son polímeros de nucleótidos en los que el grupo 3'—OH del azúcar de un nucleótido forma un enlace con el grupo fosfato del átomo de carbono 5' del nucleótido siguiente. Esta unión fosfato entre los azúcares de nucleótidos consecutivos se conoce como **enlace fosfodiéster.** Al añadirse más nucleótidos mediante enlaces fosfodiéster, se forma un esqueleto constituido por grupos azúcar y grupos fosfato alternativamente.





Cada ácido nucleico tiene su propia secuencia particular de bases, que se conoce como su **estructura primaria** y es la que lleva la información genética de la célula. A lo largo de la cadena de ADN o ARN, las bases unidas a cada uno de los azúcares se extienden fuera del esqueleto del ácido nucleico. En cualquier ácido nucleico, el azúcar de uno de los extremos tiene un 5'-fosfato terminal libre o sin reaccionar, y el azúcar del otro extremo tiene un grupo 3'-hidroxilo libre.

Una secuencia de ácido nucleico se lee desde el azúcar con el 5'-fosfato libre hasta el azúcar con el grupo 3'-hidroxilo libre. A menudo se escribe el orden de nucleótidos usando únicamente las letras de las bases. Por ejemplo, el orden de nucleótidos comenzando con la adenina (extremo con 5'-fosfato libre) en el fragmento de ARN que se muestra en la figura 17.5 es 5'—A—C—G—U—3'.

ARN (ácido ribonucleico)

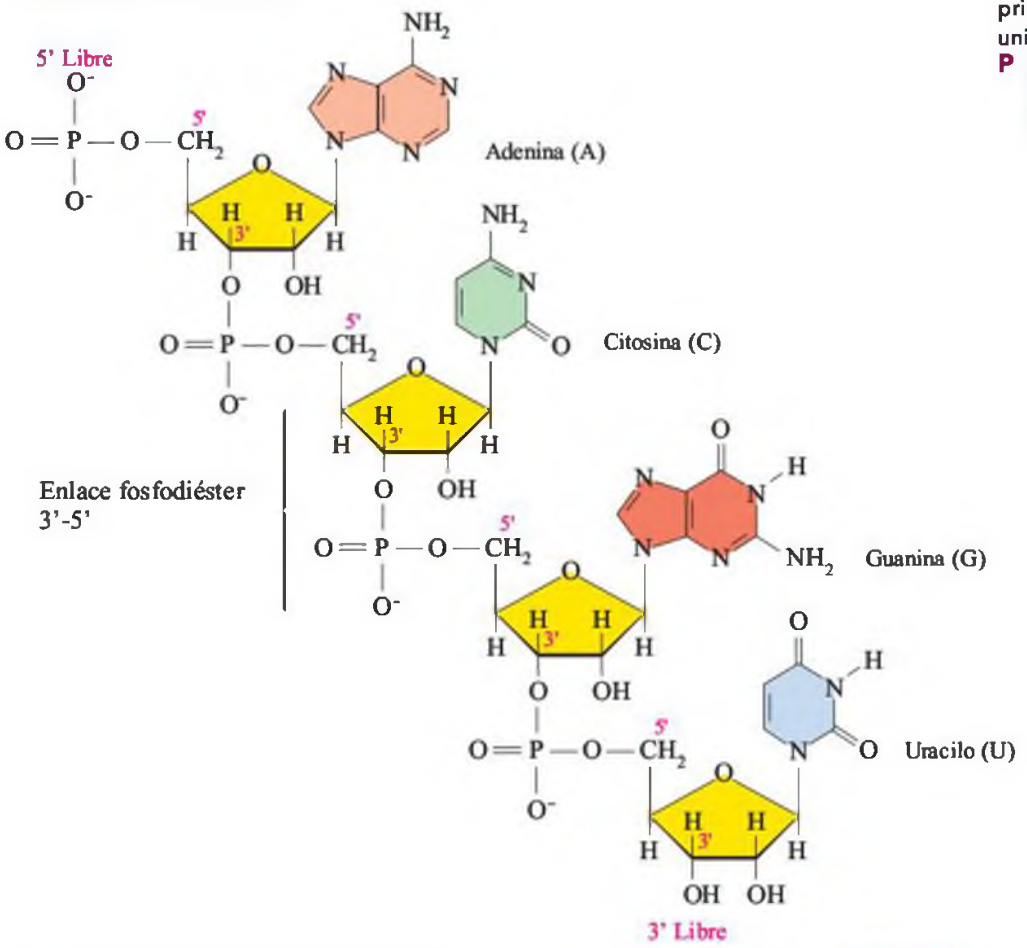


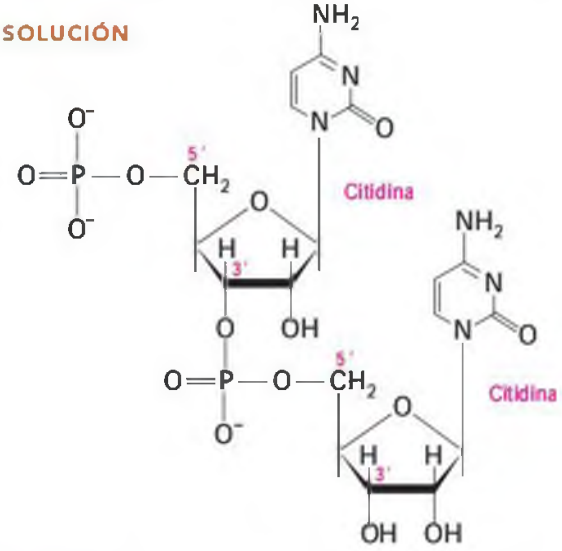
FIGURA 17.5 En la estructura primaria de un ARN, A, C, G y U están unidos por enlaces fosfodiéster 3'-5'.
P ¿Dónde están los grupos 5'-fosfato y 3'-hidroxilo de la ribosa?

EJERCICIO RESUELTO 17.3

Enlaces de los nucleótidos

Dibuja la estructura del dinucleótido de ARN formado por 2 citidinas monofosfato.

SOLUCIÓN



¡AHORA TÚ!

Identifica el extremo 5'-fosfato libre y el extremo 3'-hidroxilo (—OH) libre en el dinucleótido de la solución del ejercicio resuelto 17.3.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Estructura primaria de los ácidos nucleicos

17.11 ¿Cómo se mantienen unidos los nucleótidos en una cadena de ácido nucleico?

17.12 ¿Cómo se diferencian los extremos de un polímero de ácido nucleico?

17.13 Escribe la estructura del dinucleótido GC correspondiente a un ARN.

17.14 Escribe la estructura del dinucleótido AT correspondiente a un ADN.

EL OBJETIVO ES...

describir la doble hélice del ADN.

17.3 LA DOBLE HÉLICE DEL ADN

En los años cuarenta, los biólogos determinaron que el ADN de diversos organismos tenía una relación específica entre pares de bases: la cantidad de adenina (A) era igual a la cantidad de timina (T), y la cantidad de guanina (G) era igual a la cantidad de citosina (C). De esta forma se determinó que la adenina estaba siempre emparejada (1:1) con la timina, y la guanina estaba siempre emparejada (1:1) con la citosina.

Número de moléculas de purina = número de moléculas de pirimidina
A = T
G = C

En 1953, James Watson y Francis Crick propusieron que el ADN posee una estructura de **doble hélice** formada por 2 hebras de polinucleótido que serpentean una al lado de la otra como una escalera de caracol (fig. 17.6). Los esqueletos azúcar-fosfato son las barandillas exteriores, con las bases dispuestas como escalones en el interior. Las 2 hebras corren en direcciones opuestas: una lleva la dirección de 5' a 3', y la otra va en la dirección 3' a 5'.

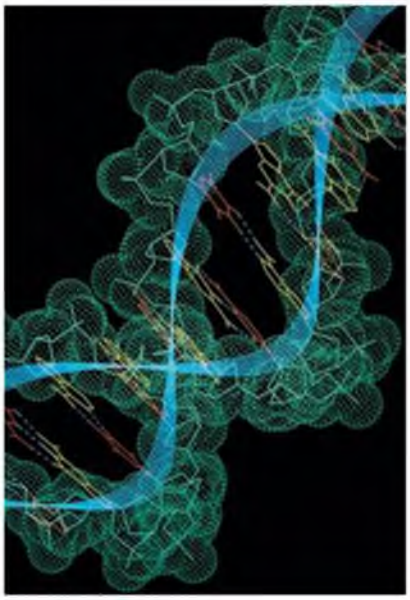


FIGURA 17.6 Un modelo de la molécula de ADN generado por ordenador.
P *¿Qué significa el término doble hélice?*

Pares de bases complementarias

Cada una de las bases que hay a lo largo de una hebra de polinucleótido forma enlaces de hidrógeno con una base específica de la hebra opuesta del ADN. La adenina se enlaza únicamente a timina, y la guanina lo hace únicamente con citosina (fig. 17.7). Los pares A—T y G—C se denominan **pares de bases complementarios**. El emparejamiento específico de las bases se debe al hecho de que la adenina y la timina pueden formar únicamente 2 enlaces de hidrógeno, mientras que la citosina y la guanina pueden formar 3 enlaces de hidrógeno. Esto explica por qué el ADN tiene cantidades iguales de bases A y T y cantidades iguales de bases G y C.

EJERCICIO RESUELTO 17.4

Pares de bases complementarios

Escribe la secuencia de bases del segmento complementario de una hebra de ADN con la secuencia de bases —A—C—G—A—T—C—T—.

SOLUCIÓN

En el segmento complementario de ADN, A se empareja con T, y G se empareja con C.

Segmento dado de ADN: —A—C—G—A—T—C—T—
: : : : : : :
Segmento complementario: —T—G—C—T—A—G—A—

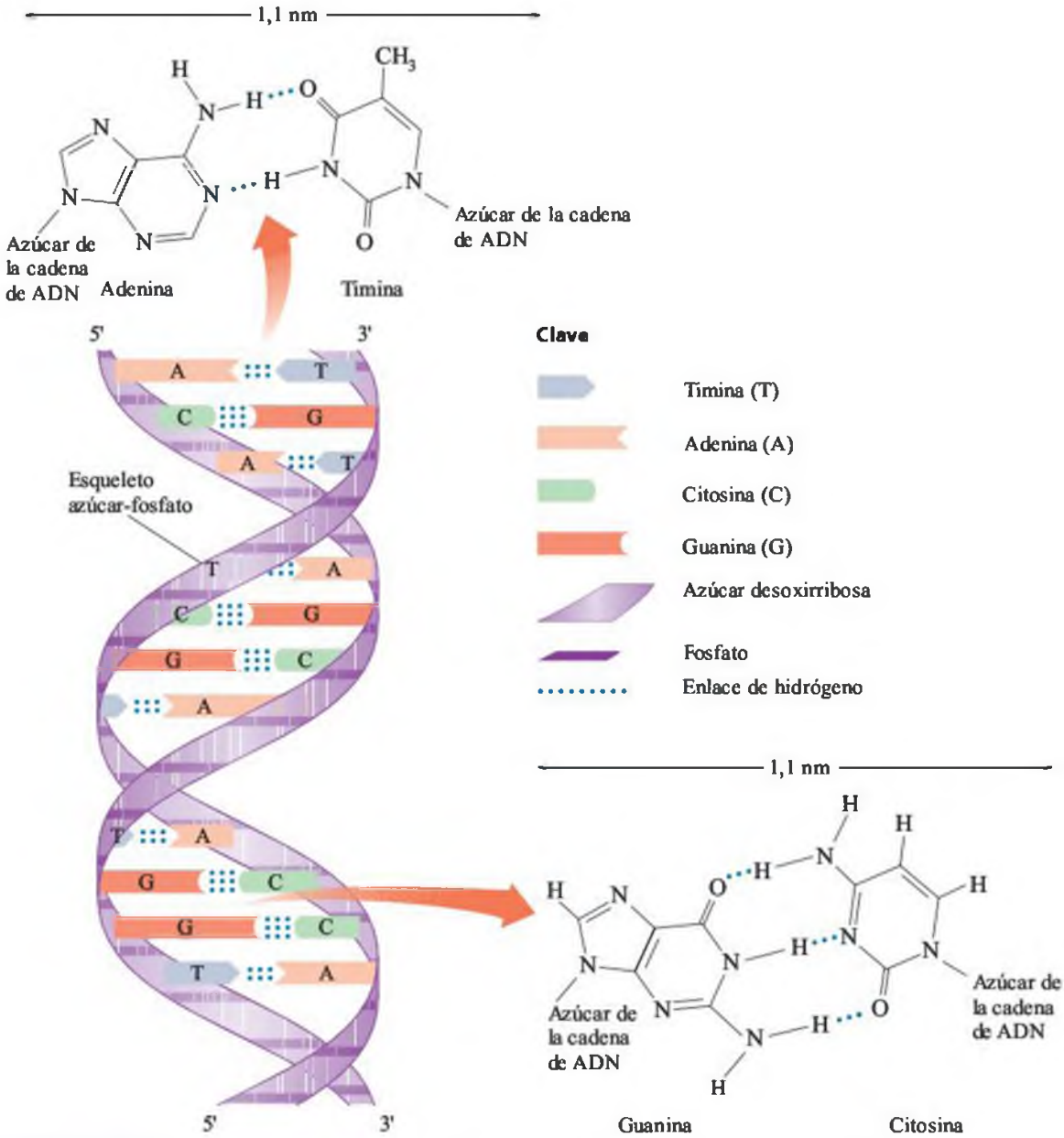


FIGURA 17.7 Los enlaces de hidrógeno entre pares de bases complementarias mantienen las hebras de polinucleótido en la doble hélice del ADN.

P ¿Por qué son más estables los pares de bases G—C que los pares de bases A—T?

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es la secuencia de bases complementaria de un segmento de ADN con la secuencia de bases —G—G—T—T—A—A—C—C—?

Replicación del ADN

WEB TUTORIAL
DNA Replication

En la **replicación** del ADN, las hebras de la molécula original de ADN se separan, permitiendo la síntesis de hebras complementarias. El proceso de replicación comienza con una

enzima, llamada *helicasa*, que cataliza el desenrollamiento de un fragmento del ADN rompiendo los enlaces de hidrógeno entre bases complementarias (fig. 17.8).

Una vez formado un par de bases, la *ADN polimerasa* cataliza la formación de enlaces fosfodiéster entre los nucleótidos. Al final, se ha copiado completamente la doble hélice del ADN inicial. En cada nueva molécula de ADN, una hebra de la doble hélice procede de la molécula original, y la otra es una hebra de nueva síntesis. Este proceso conduce a 2 nuevas hebras de ADN denominadas *ADN hijas*, que son idénticas entre sí y copias exactas del ADN padre original. En el proceso de la replicación del ADN, el emparejamiento de bases complementarias asegura la disposición correcta de las bases en las nuevas hebras de ADN.

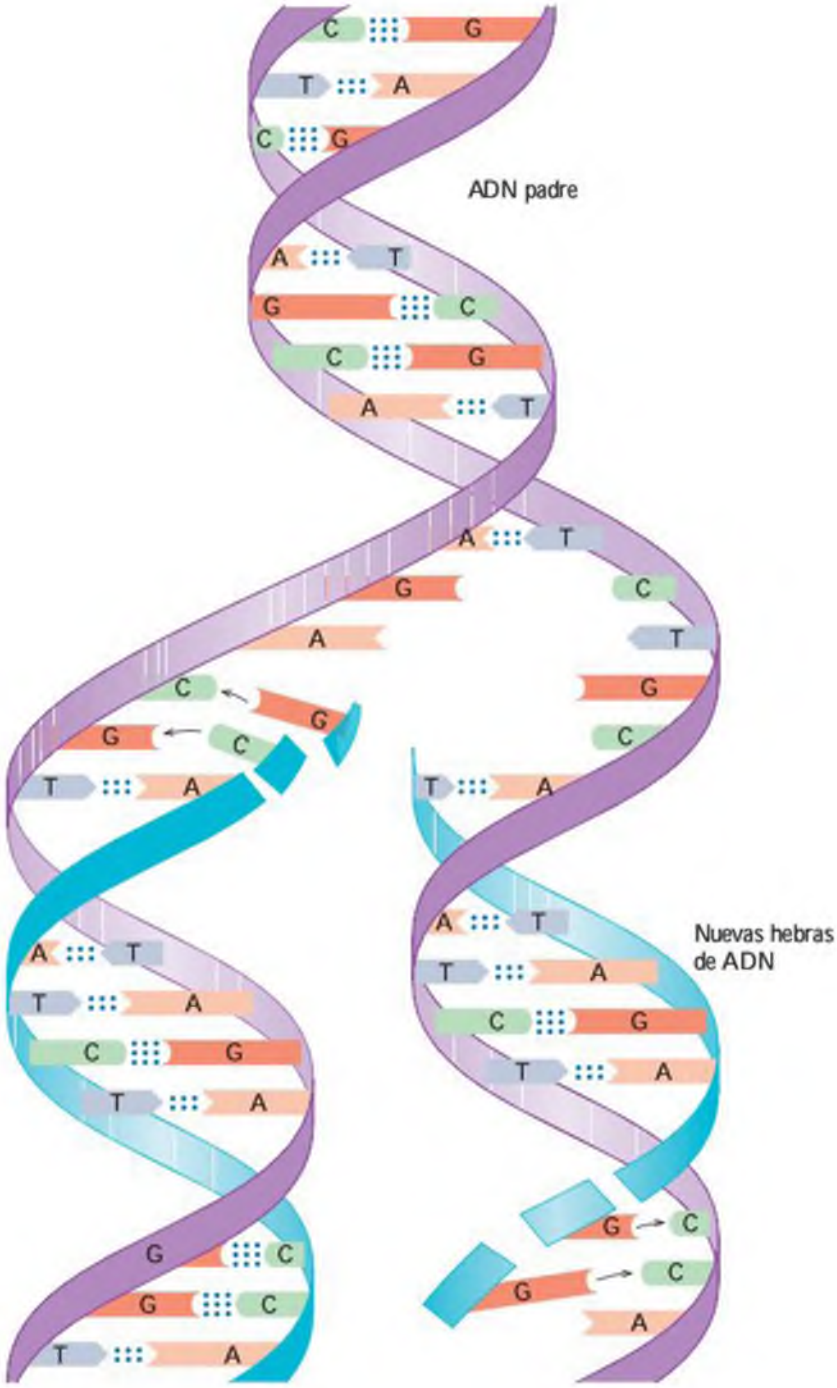


FIGURA 17.8 En la replicación del ADN, las hebras separadas del ADN padre son las plantillas para la síntesis de las hebras complementarias, lo que origina 2 copias exactas del ADN.

P ¿Cuántas hebras del ADN padre hay en cada una de las copias de doble hélice del ADN?

Química y salud

Huella dactilar del ADN

En el proceso conocido como *huella dactilar del ADN*, se emplean enzimas para romper el ADN en fragmentos más pequeños. Los fragmentos de ADN así obtenidos se separan por tamaños y se meten en un gel. Este gel se trata con un isótopo radiactivo que se adhiere a secuencias específicas de bases en los fragmentos. Se coloca encima del gel una película de rayos X, exponiéndola a la radiación, y el dibujo de bandas claras y oscuras que aparece en la película se conoce como huella dactilar del ADN. Se ha calculado que la posibilidad de que 2 personas que no sean gemelos idénticos tengan la misma huella dactilar del ADN es inferior a una en un billón.

La huella dactilar del ADN se usa, por ejemplo, en las ciencias forenses, donde se emplea el ADN de muestras de sangre, cabellos o semen para relacionar a un sospechoso con un crimen. Recientemente, se ha empleado para conseguir la libertad de personas que habían sido condenadas injustamente. Otras aplicaciones de la huella dactilar del ADN son la determinación de los padres biológicos de un niño, el establecimiento de la identidad de una persona fallecida o la búsqueda del receptor adecuado para un órgano que ha sido donado.

PROYECTO GENOMA HUMANO

En los años setenta, los científicos comenzaron la confección de un mapa que indicara la posición de los *genes* en el ADN del *genoma*, que contiene la información hereditaria de un organismo. En 1987 se determinó el genoma de *E. coli*. Más recientemente, estas técnicas, en combinación con nuevos programas de ordenador, han permitido compilar el mapa del genoma humano, que contiene unos 30 000 genes. Parece ser que la mayor parte del genoma no es funcional y que quizá se transmita de generación en generación durante millones de años. Grandes bloques de genes se copian de un cromosoma humano a otro, aunque ya no codifiquen proteínas necesarias. Así, las partes de los genes que codifican parecen constituir únicamente el 1% del genoma total. Los resultados del proyecto genoma pueden ayudar a identificar genes defectuosos que conducen a enfermedades genéticas. Hoy en día la huella dactilar del ADN se emplea para buscar los genes responsables de enfermedades genéticas como la anemia depranocítica, la fibrosis quística, el cáncer de mama, el cáncer de colon, la enfermedad de Huntington y la enfermedad de Lou Gehrig.

EJERCICIO RESUELTO 17.5

Replicación del ADN

En una hebra original de ADN existe la secuencia de bases —A—G—T—. ¿Qué nucleótidos se colocarán al ir creciendo una hebra de ADN hija complementaria de esta secuencia?

SOLUCIÓN

Solo hay un posible nucleótido que se empareje con cada una de las bases de la secuencia original. La timina se empareja únicamente con la adenina, la citosina con la guanina y la adenina con la timina, para dar la secuencia de bases complementaria —T—C—A—.

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es la sección de ADN complementaria para la secuencia de bases —G—C—A—A—T—C—?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

La doble hélice del ADN

17.15 ¿Cómo se mantienen juntas las 2 hebras de ácidos nucleicos en el ADN?

17.16 ¿Qué quiere decir el emparejamiento de bases complementarias?

17.17 Escribe la secuencia de bases en un segmento complementario de ADN si el original tiene la siguiente secuencia de bases:
a. —A—A—A—A—A—A—
b. —G—G—G—G—G—G—
c. —A—G—T—C—C—A—G—G—T—
d. —C—T—G—T—A—T—A—C—G—T—T—A—

17.18 Escribe la secuencia de bases en un segmento complementario de ADN si el original tiene la siguiente secuencia de bases:
a. —T—T—T—T—T—T—
b. —C—C—C—C—C—C—C—C—C—
c. —A—T—G—G—C—A—
d. —A—T—A—T—G—C—G—C—T—A—A—A—

EL OBJETIVO ES...

identificar los diferentes tipos de ARN y describir la síntesis de mARN.

17.4 EL ARN Y EL CÓDIGO GENÉTICO

El ácido ribonucleico, ARN, que constituye la mayor parte del ácido nucleico que se encuentra en las células, está involucrado en la transmisión de la información genética necesaria para el funcionamiento celular. Las moléculas del ARN son similares a las del ADN, polímeros de nucleótidos sin ramificar. Sin embargo, hay varias diferencias importantes.

1. El azúcar del ARN es ribosa, en lugar de la desoxirribosa que se encuentra en el ADN.
2. La base uracilo reemplaza a la timina.
3. Las moléculas de ARN son sencillas, no tienen 2 hebras.
4. Las moléculas de ARN son mucho más pequeñas que las moléculas de ADN.

Tipos de ARN

En las células existen 3 tipos principales de ARN: *ARN mensajero, ARN ribosómico* y *ARN transferente*. El ARN ribosómico **(rARN)** —el tipo de ARN más abundante— está combinado con proteínas en los ribosomas. Los ribosomas, que son los lugares en los que se sintetizan las proteínas, están formados por 2 subunidades, una mayor y otra menor (fig. 17.9). Las células que sintetizan grandes cantidades de proteínas tienen miles de ribosomas.

El ARN mensajero **(mARN)** lleva la información genética desde el ADN en el núcleo a los ribosomas del citoplasma para la síntesis de proteínas. Cada gen, un segmento de ADN, forma una molécula separada de mARN cuando es necesaria una determinada proteína en la célula, pero a continuación el mARN se rompe rápidamente. El tamaño del mARN depende del número de nucleótidos de ese gen en particular.

El ARN transferente **(tARN),** la más pequeña de las moléculas de ARN, interpreta la información genética del mARN y lleva los aminoácidos específicos al ribosoma para la síntesis de proteínas. Solamente el tARN es capaz de traducir la información genética en aminoácidos para la síntesis de proteínas. Hay uno o más tARN diferentes para cada uno de los 20 aminoácidos. Las estructuras de los tARN son similares, y consisten en 70-90 nucleótidos. Los enlaces de hidrógeno entre algunas de las bases complementarias en la cadena forman bucles que proporcionan algunas zonas con doble hebra.

Aunque la estructura del tARN es compleja, para ilustrar sus características se dibuja como una hoja de trébol. Todas las moléculas de tARN tienen un extremo 3' con la secuencia de nucleótidos ACC, que se conoce como *tallo aceptor*. Una enzima une un aminoácido por formación de un enlace tipo éster con el —OH libre al extremo del tallo aceptor. Cada tARN tiene un **anticodón,** que es una serie de 3 bases que complementan las 3 bases de un mARN (fig. 17.10). En la tabla 17.2 se resumen los 3 tipos de ARN.

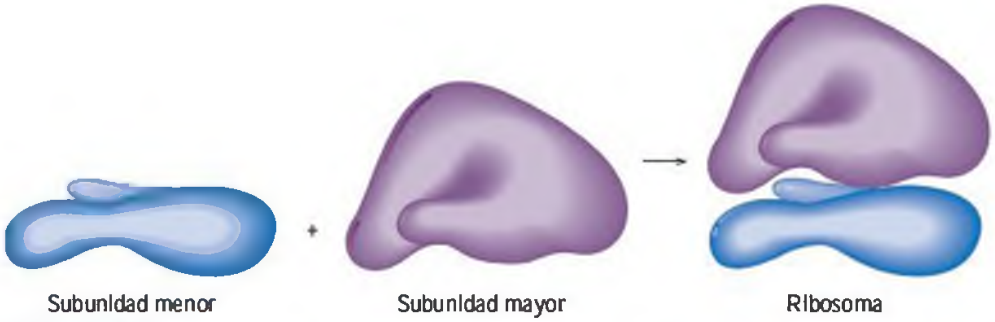


FIGURA 17.9 Un ribosoma típico está formado por una subunidad menor y una subunidad mayor.

P ¿Por qué deben existir miles de ribosomas en una célula?

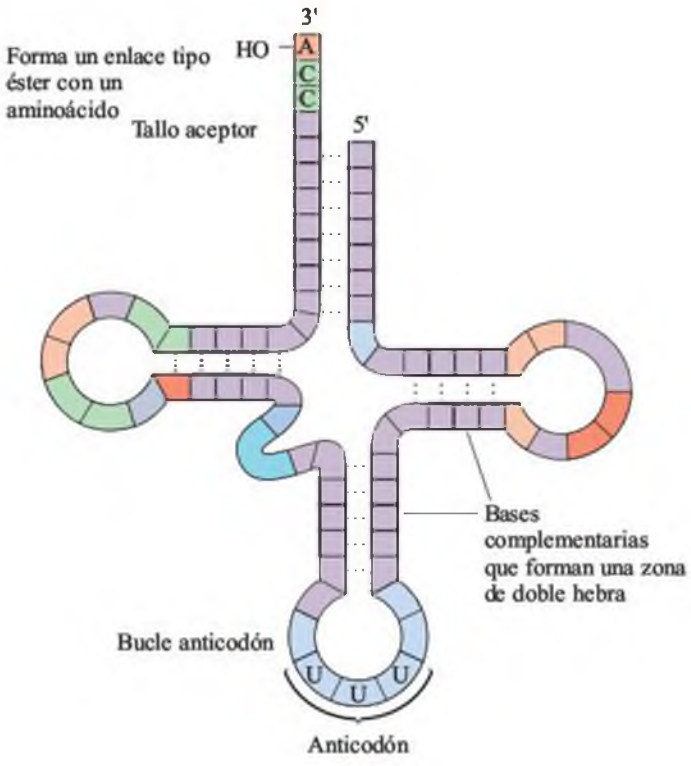


FIGURA 17.10 Una molécula típica de tARN tiene un tallo aceptor en el extremo 3' del ácido nucleico, donde se une el aminoácido, y un bucle anticodón que complementa 3 bases del mARN.

P ¿Por qué los diferentes tARN tienen bases diferentes en el bucle anticodón?

TABLA 17.2 Tipos de moléculas de ARN

Tipo	Sigla	Porcentaje del ARN total	Función en la célula
ARN ribosómico	rARN	75	Componente mayoritario de los ribosomas
ARN mensajero	mARN	5-10	Lleva la información para la síntesis de proteínas desde el ADN del núcleo a los ribosomas
ARN transferente	tARN	10-15	Lleva los aminoácidos a los ribosomas para la síntesis de proteínas

EJERCICIO RESUELTO 17.6

Tipos de ARN

¿Cuál es la función del mARN en la célula?

SOLUCIÓN

El mARN lleva las instrucciones para la síntesis de una proteína desde el ADN del núcleo hasta los ribosomas.

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es la función del tARN en una célula?

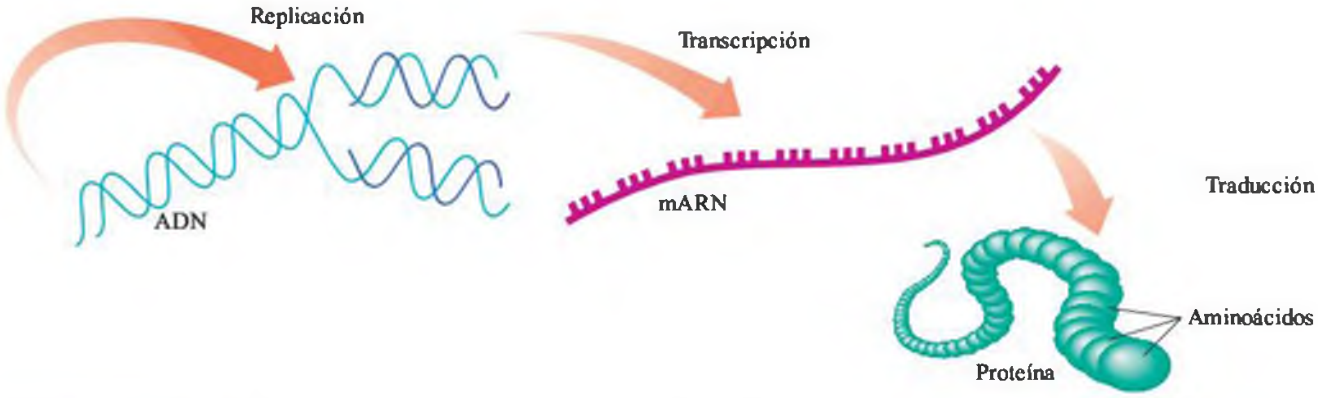


FIGURA 17.11 La información genética del ADN se replica en la división celular y se emplea para formar ARN mensajeros que codifican los aminoácidos necesarios para la síntesis de proteínas.
P ¿Cuál es la diferencia entre transcripción y traducción?

El ARN y la síntesis de proteínas

Veamos ahora el conjunto del proceso involucrado en la transferencia de información genética codificada en el ADN para la fabricación de proteínas. En el núcleo, la información genética para la síntesis de una proteína se copia de un gen del ADN para formar un ARN mensajero (mARN), en un proceso llamado **transcripción.** Las moléculas de mARN salen del núcleo y pasan al citoplasma, donde se combinan con los ribosomas. A continuación, en un proceso llamado **traducción,** las moléculas de tARN convierten la información del mARN en aminoácidos, que se colocan en la secuencia adecuada para sintetizar la proteína (fig. 17.11).

ADN $\xrightarrow{\text{Transcripción}}$ mARN $\xrightarrow{\text{Traducción}}$ proteína

the Chemistry place

WEB TUTORIAL
Transcription
Overview of Protein Synthesis

Transcripción: síntesis de mARN

La transcripción comienza cuando la sección del ADN que contiene el gen que se va a copiar se desenrolla. Dentro del ADN desenrollado, una enzima ARN polimerasa emplea una de las hebras como plantilla para sintetizar un mARN. Al igual que en la síntesis del ADN, C se empareja con G, y T se emparejaría con A, pero en el ARN es U (y no T) el que se empareja con A. La ARN polimerasa se mueve a lo largo de la hebra plantilla del ADN, formando enlaces entre las bases. Cuando la ARN polimerasa alcanza el punto de terminación, finaliza la transcripción y se libera el nuevo mARN. La sección desenrollada del ADN vuelve a su estructura de doble hélice (fig. 17.12).

ARN polimerasa

Sección de bases en la plantilla del ADN: —G—A—A—C—T—
Transcripción ↓ ↓ ↓ ↓ ↓
Secuencia de bases complementarias en mARN: —C—U—U—G—A—

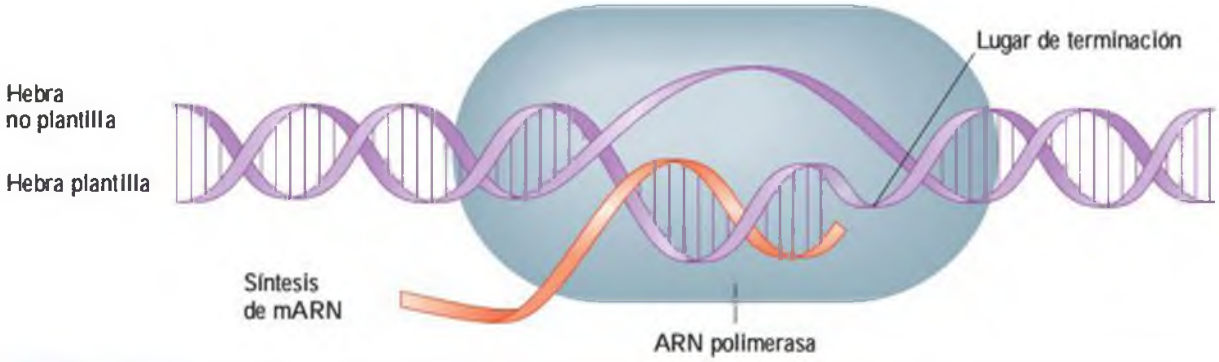


FIGURA 17.12 El ADN experimenta transcripción cuando la ARN polimerasa hace una copia complementaria de un gen utilizando únicamente una de las hebras del ADN como plantilla.
P ¿Por qué se sintetiza el mARN solo en una hebra del ADN?

EJERCICIO RESUELTO 17.7

Síntesis de ARN

La secuencia de bases en una zona de la plantilla del ADN para un mARN es —C—G—A—T—C—A—. ¿Cuál es el mARN correspondiente que se forma?

SOLUCIÓN

Para formar el mARN, las bases de la plantilla del ADN se emparejan con sus bases complementarias, G con C; C con G; T con A, y A con U.

Fragmento de la plantilla de ADN: —C—G—A—T—C—A—
↓ ↓ ↓ ↓ ↓ ↓
Bases complementarias en mARN: —G—C—U—A—G—U—

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es la plantilla del ADN que codifica un segmento de mARN que tiene la secuencia —G—G—G—U—U—U—A—A—A—?

El código genético

El **código genético** consiste en una serie de 3 nucleótidos (triplete) en el mARN, denominados **codones**, que especifican los aminoácidos y su secuencia en la proteína. Los primeros trabajos sobre la síntesis de proteínas mostraron que los tripletes de uracilo (UUU) repetidos formaban un polipéptido que contenía únicamente fenilalanina. Por tanto, una secuencia de —UUU—UUU—UUU— codifica 3 fenilalaninas.

Codones en mARN —UUU—UUU—UUU—
Traducción ↓ ↓ ↓
Secuencia de aminoácidos — Phe — Phe — Phe —

Se han determinado los codones para los 20 aminoácidos. Son posibles un total de 64 codones para combinaciones tripletes de A, G, C y U. Tres de ellos —UGA, UAA y UAG— son señales de parada que codifican la terminación de la síntesis de la proteína. Todos los otros codones de 3 bases que se muestran en la tabla 17.3 especifican aminoácidos. Así, un aminoácido puede tener varios codones. Por ejemplo, la glicina tiene 4 codones: GGU, GGC, GGA y GGG. El triplete AUG tiene 2 papeles en la síntesis de proteínas: al principio de un mARN, señala el comienzo de la síntesis de la proteína y en medio de una serie de codones, el codón AUG especifica el aminoácido metionina.

TABLA 17.3 Codones de mARN: el código genético para los aminoácidos

Primera letra	Segunda letra: U		Segunda letra: C		Segunda letra: A		Segunda letra: G		Tercera letra
U	UUU	Phe	UCU	Ser	UAU	Tyr	UGU	Cys	U
	UUC		UCC		UAC		UGC		C
	UUA	Leu	UCA		UAA PARADA		UGA PARADA		A
	UUG		UCG		UAG PARADA		UGG	Trp	G
C	CUU	Leu	CCU	Pro	CAU	His	CGU	Arg	U
	CUC		CCC		CAC		CGC		C
	CUA		CCA		CAA	Gln	CGA		A
	CUG		CCG		CAG		CGG		G
A	AUU	Ile	ACU	Thr	AAU	Asn	AGU	Ser	U
	AUC		ACC		AAC		AGC		C
	AUA		ACA		AAA	Lys	AGA	Arg	A
	*AUG Met/comienzo		ACG		AAG		AGG		G
G	GUU	Val	GCU	Ala	GAU	Asp	GGU	Gly	U
	GUC		GCC		GAC		GGC		C
	GUA		GCA		GAA	Glu	GGA		A
	GUG		GCG		GAG		GGG		G

*Codón que señaliza el comienzo de una cadena peptídica. Los codones de PARADA señalizan el final de una cadena peptídica.

EJERCICIO RESUELTO 17.8

Codones

¿Cuál es la secuencia de aminoácidos codificada por los siguientes codones del mARN?
—GUC—AGC—CCA—

SOLUCIÓN

De acuerdo con la tabla 17.3, GUC es el código para valina, AGC para serina y CCA para prolina. La secuencia de aminoácidos es Val-Ser-Pro.

¡AHORA TÚ!

El codón UGA no codifica ningún aminoácido. ¿Cuál es su función en el mARN?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

ARN y el código genético

17.19 ¿Cuáles son los 3 tipos diferentes de ARN?

17.20 ¿Cuáles son las funciones de cada tipo de ARN?

17.21 ¿Cuál es el significado del término «transcripción»?

17.22 ¿Qué bases del mARN se emplean para complementar las bases A, T, G y C del ADN?

17.23 Escribe el segmento de mARN que se forma a partir de la siguiente sección de la plantilla del ADN:
—C—C—G—A—A—G—G—T—T—C—A—C—

17.24 Escribe el segmento de mARN que se forma a partir de la siguiente sección de la plantilla del ADN:
—T—A—C—G—G—C—A—A—G—C—T—A—

17.25 ¿Qué es un codón?

17.26 ¿Qué es el código genético?

17.27 ¿Qué aminoácido está codificado en cada uno de los siguientes codones?
a. CUU **b.** UCA **c.** GGU **d.** AGG

17.28 ¿Qué aminoácido está codificado en cada uno de los siguientes codones?
a. AAA **b.** GUC
c. CGG **d.** GCA

17.29 ¿Cuándo señaliza el codón AUG el comienzo de una proteína y cuándo codifica el aminoácido metionina?

17.30 Los codones UGA, UAA y UAG no codifican aminoácidos. ¿Cuál es su función como codones en el mARN?

17.5 SÍNTESIS DE PROTEÍNAS

EL OBJETIVO ES...

describir el proceso de la síntesis de proteínas a partir del mARN.

Una vez sintetizado el mARN, sale del núcleo y pasa al citoplasma y a los ribosomas. En el proceso de *traducción*, las moléculas de tARN, los aminoácidos y las enzimas traducen los codones del mARN para fabricar una proteína.

Activación del tARN

Cada molécula de tARN contiene un bucle denominado un *anticodón*, que es un triplete de bases que complementa un codón del mARN (fig. 17.13). Un tARN es activado para la síntesis de proteínas por una enzima llamada tARN sintetasa. La sintetasa utiliza el anticodón para unir el aminoácido correcto al tallo aceptor del tARN. Cada sintetasa comprueba la unión de un aminoácido a un tARN e hidroliza cualquier combinación incorrecta.

WEB TUTORIAL
Translation

Iniciación de la síntesis de proteínas

La síntesis de proteínas comienza cuando un mARN se combina con un ribosoma. El primer codón en un mARN es un codón *de comienzo*, AUG. Por tanto, un tARN con un anticodón de UAC y el aminoácido metionina forman enlaces de hidrógeno con el codón AUG. El tARN que lleva el segundo aminoácido se enlaza al segundo codón del mARN. Con 2 aminoácidos situados muy cerca, se forma un enlace peptídico (fig. 17.14). A continuación, el primer tARN se separa del ribosoma y el ribosoma se desplaza hasta el siguiente codón disponible en el mARN, un proceso denominado *translocación*. A medida que se mueve el ribosoma a lo largo del mARN, un enlace peptídico une cada nuevo aminoácido a la cadena polipeptídica en crecimiento. A veces varios ribosomas —denominados un polisoma— traducen la misma hebra de mARN al mismo tiempo, para formar varias copias de la cadena peptídica a la vez.

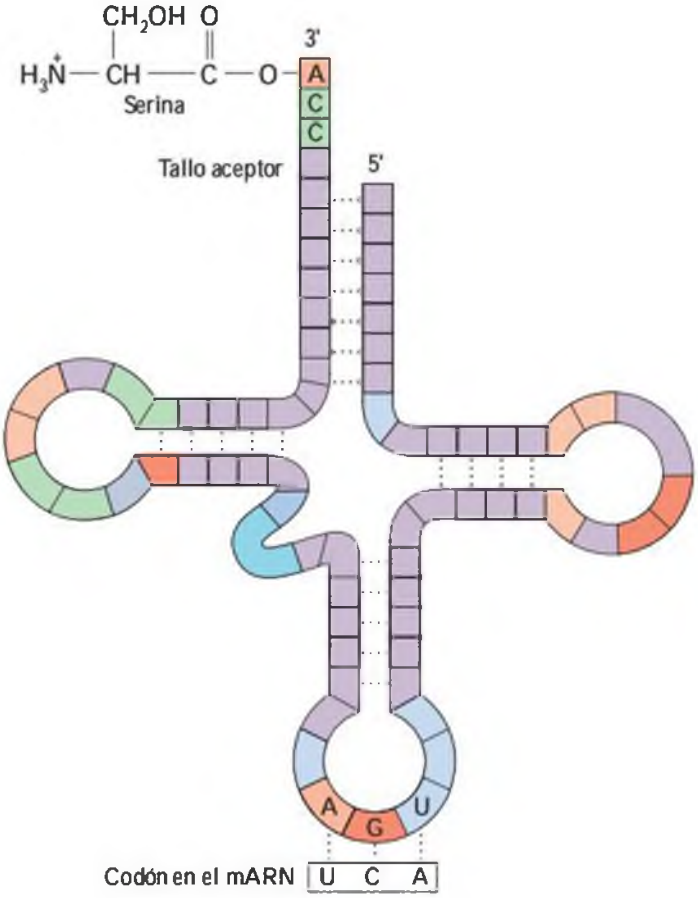


FIGURA 17.13 Un tARN activado con anticodón AGU se una a la serina en el tallo aceptor.
P ¿Cuál es el codón para la serina en este tARN?

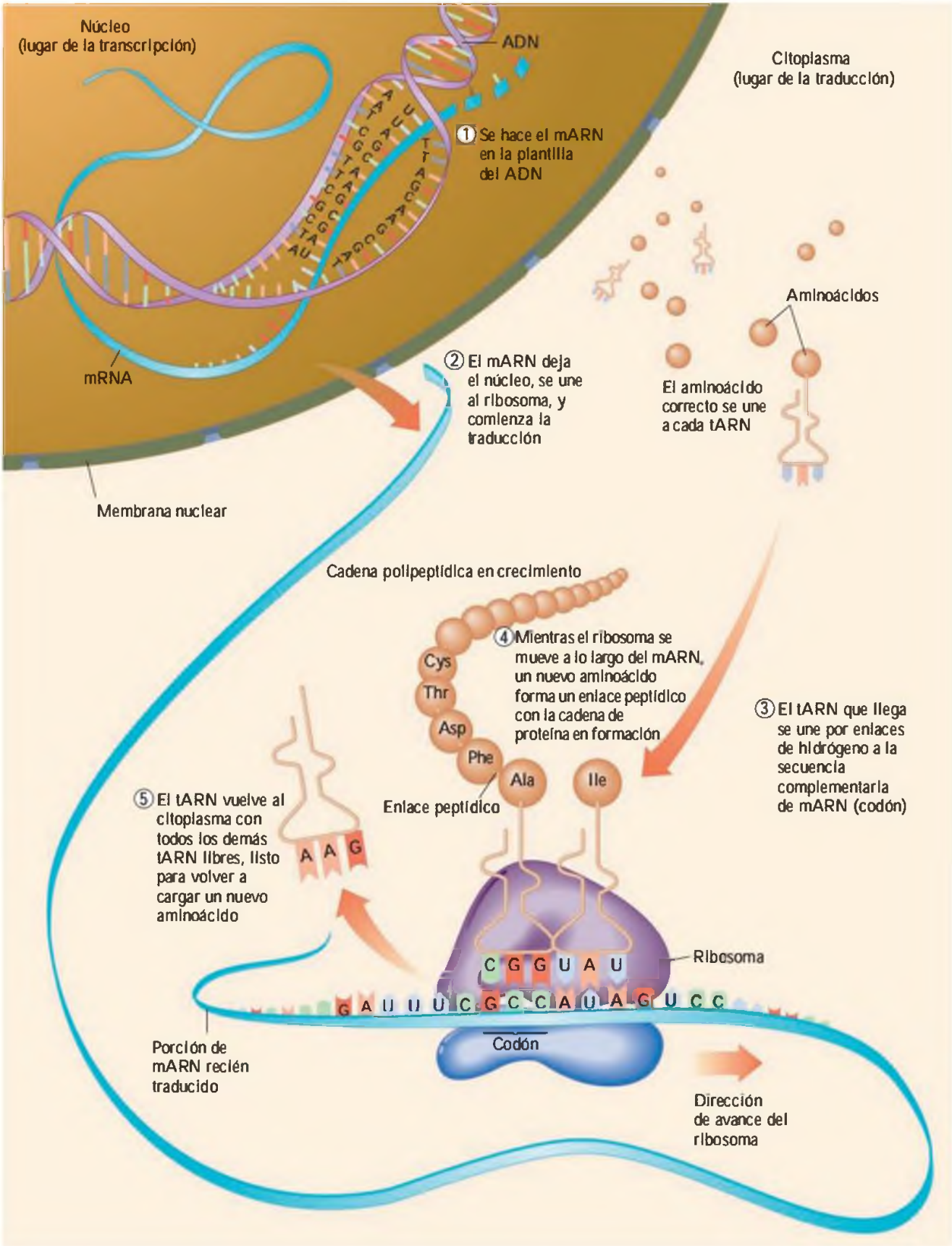


FIGURA 17.14 En el proceso de la traducción, el mARN sintetizado por transcripción se une al ribosoma, y los tARN cogen sus aminoácidos y los colocan en su lugar en la cadena peptídica en crecimiento.

P ¿Cómo se coloca en la cadena peptídica el aminoácido correcto?

Terminación

Finalmente, el ribosoma encuentra un codón de parada, y la síntesis de la proteína termina. La cadena polipeptídica se libera del cromosoma. A menudo el aminoácido inicial metionina se elimina del inicio de la cadena polipeptídica. A continuación las cadenas laterales de los aminoácidos en el polipéptido forman entrecruzamientos que proporcionan la estructura terciaria de una proteína biológicamente activa.

EJERCICIO RESUELTO 17.9

Síntesis de proteínas: traducción

¿Qué orden de aminoácidos cabría esperar en un péptido para una secuencia del mARN de —UCA—AAA—GCC—CUU—?

SOLUCIÓN

Cada uno de los codones especifica un aminoácido en particular. Usando la tabla 17.3, puede escribirse un péptido con la siguiente secuencia de aminoácidos:

Codones del mARN: —UCA—AAA—GCC—CUU—

↓ ↓ ↓ ↓

Secuencia de aminoácidos: Ser — Lys — Ala — Leu

¡AHORA TÚ!

¿Dónde se detendría la síntesis de proteínas en las siguientes series de bases en un mARN?

—GGG—AGC—AGU—UAG—GUU—

Química y salud

Antibióticos que inhiben la síntesis de proteínas

Muchos antibióticos detienen las infecciones bacterianas interfiriendo en la síntesis de las proteínas que necesita la bacteria. Algunos antibióticos actúan únicamente en las células bacterianas, pero no en las del hombre. En la tabla 17.4 se recoge una descripción de algunos de estos antibióticos.

TABLA 17.4 Antibióticos que inhiben la síntesis de proteínas en las células bacterianas

Antibiótico	Efecto en los ribosomas para inhibir la síntesis de proteínas
Cloranfenicol	Inhibe la formación del enlace peptídico y evita la unión del tARN
Eritromicina	Inhibe el crecimiento de la cadena peptídica, evitando la translocación del ribosoma a lo largo del mARN
Puromicina	Ocasiona la salida de una proteína completa, finalizando antes de tiempo el crecimiento del polipéptido
Estreptomicina	Evita la unión adecuada de los tARN
Tetraciclina	Evita el enlace de los tARN

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Síntesis de proteínas: traducción

17.31 ¿Cuál es la diferencia entre un codón y un anticodón?

17.32 ¿Por qué hay al menos 20 tARN diferentes?

17.33 ¿Qué secuencia de aminoácidos se esperaría a partir de los siguientes segmentos de mARN?
a. —AAA—AAA—AAA—
b. —UUU—CCC—UUU—CCC—
c. —UAC—GGG—AGA—UGU—

17.34 ¿Qué secuencia de aminoácidos se esperaría a partir de los siguientes segmentos de mARN?
a. —AAA—CCC—UUG—GCC—
b. —CCU—CGA—AGC—CCA—UGA—
c. —AUG—CAC—AAA—GAA—GUA—CUU—

17.35 ¿Cómo crece la cadena peptídica?

17.36 ¿Qué se entiende por «translocación»?

17.37 El siguiente fragmento de ADN se encuentra en la hebra patrón del ADN:
—GCT—TTT—CAA—AAA—
a. ¿Cuál es la correspondiente sección de mARN?
b. ¿Cuáles son los anticodones de los tARN?
c. ¿Qué aminoácidos se colocarán en la cadena peptídica?

17.38 El siguiente fragmento de ADN se encuentra en la hebra patrón del ADN:
—TGT—GGG—GTT—ATT—
a. ¿Cuál es la correspondiente sección de mARN?
b. ¿Cuáles son los anticodones de los tARN?
c. ¿Qué aminoácidos se colocarán en la cadena peptídica?

EL OBJETIVO ES...

describir varias formas de alterar el ADN y causar mutaciones.

17.6 MUTACIONES GENÉTICAS

Una **mutación** es un cambio en la secuencia de nucleótidos del ADN que altera la secuencia de aminoácidos, lo que puede alterar la estructura y función de una proteína en una célula. Las mutaciones pueden ser consecuencia de rayos X, sobreexposición al sol (luz ultravioleta, o UV), productos químicos conocidos como mutágenos y posiblemente algunos virus. Si ocurre el cambio en el ADN de una célula somática (una célula distinta de las reproductoras) el ADN alterado puede estar limitado a dicha célula y sus células hijas. Si hay un crecimiento incontrolado, la mutación puede conducir al cáncer. Si la mutación ocurre en el ADN de una célula germinal (óvulo o espermatozoide), entonces todo el ADN producido en un nuevo individuo puede contener el mismo cambio genético. Si una mutación altera la formación de proteínas estructurales importantes o enzimas, las nuevas células pueden no sobrevivir o la persona puede sufrir una enfermedad genética.

Tipos de mutaciones

Consideremos un triplete de bases CCG en la hebra codificadora del ADN, que forma el codón GGC en el mARN. En el ribosoma, el tARN colocaría el aminoácido glicina en la cadena peptídica (fig. 17.15a). Ahora supongamos que una T reemplaza la primera C en el triplete del ADN, lo que transforma el triplete en TCG. El codón que se formaría en el mARN sería AGC, lo que colocaría el aminoácido serina en la cadena peptídica. La sustitución de una base por otra en la hebra codificadora del ADN se llama una mutación de **sustitución.** El cambio en el codón puede conducir a la inserción de un aminoácido diferente en ese punto del polipéptido. La sustitución es la forma más habitual en la que ocurren las mutaciones (fig. 17.15b).

En una **mutación de desplazamiento estructural,** se añade o se elimina una base del orden normal de bases en la hebra codificadora del ADN. Supongamos que se elimina una A del triplete AAA, dando un nuevo triplete AAC. El siguiente triplete se transforma en CGA en vez del CCG original, y así sucesivamente. Todos los tripletes se mueven una base, lo que cambia todos los codones que le siguen y conduce a una secuencia de aminoácidos diferente a partir de ese punto. La figura 17.15c ilustra una mutación por desplazamiento estructural por eliminación.

Efectos de las mutaciones

Cuando una mutación origina un cambio en la secuencia de aminoácidos, la estructura de la proteína resultante puede alterarse gravemente, perdiendo su actividad biológica. Si la proteína es una enzima, puede no unirse a su sustrato, o bien no reaccionar con el sustrato en el sitio activo. Cuando una enzima alterada no puede catalizar una reacción, pueden acumularse ciertas sustancias hasta que actúan como venenos en la célula o pueden no sintetizarse sustancias imprescindibles para la supervivencia. Si hay una enzima defectuosa en una ruta metabólica principal o en la construcción de una membrana celular, la mutación puede ser letal. Cuando la deficiencia de una proteína es hereditaria la condición se denomina **enfermedad genética.**

ADN $\xrightarrow{\text{Rayos X, luz solar UV, mutágenos, virus}}$ alteración del ADN $\longrightarrow$ proteína defectuosa $\longrightarrow$ enfermedad genética (células germinales) o cáncer (células somáticas)

EJERCICIO RESUELTO 17.10

■ **Mutaciones**

Un mARN tiene la secuencia de codones —CCC—AGA—GCC—. Si la sustitución de una base en el ADN cambia el codón del mARN AGA por GGA, ¿cómo se ve afectada la secuencia de aminoácidos en la proteína resultante?

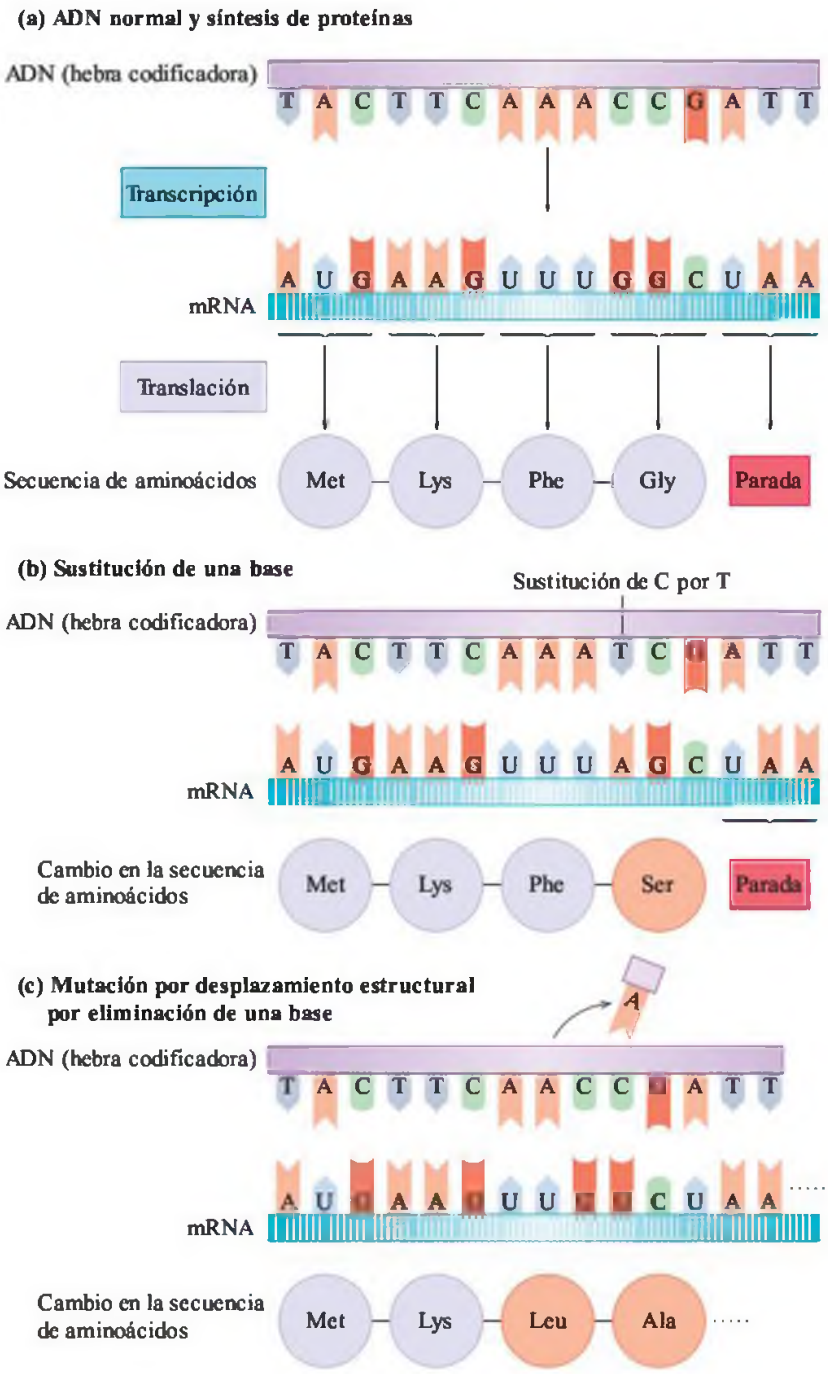


FIGURA 17.15 Una alteración en la hebra codificadora del ADN (plantilla) origina un cambio en la secuencia de aminoácidos en la proteína, que puede llevar a una mutación. **(a)** Un ADN normal conduce al orden normal de aminoácidos en una proteína. **(b)** La sustitución de una base en el ADN conduce a un cambio en el codón del mARN y a un cambio en el aminoácido. **(c)** La eliminación de una base genera una mutación por desplazamiento estructural, que cambia el orden subsiguiente de aminoácidos.

P ¿Cuándo puede una mutación por sustitución hacer que se pare la síntesis de proteínas?

SOLUCIÓN

La secuencia inicial del mARN de —CCC—AGA—GCC— codifica para los aminoácidos prolina, arginina y alanina. Cuando ocurre la mutación, la nueva secuencia de los codones del mARN es —CCC—GGA—GCC—, que corresponde a prolina, glicina y alanina. El aminoácido arginina ha sido sustituido por glicina.

¡AHORA TÚ!

¿Cómo puede verse afectada por esta mutación la proteína sintetizada a partir de este mARN?

Investiga tu entorno

Un modelo de la replicación y mutación del ADN

1. Recorta 16 piezas rectangulares de papel. Usando 8 piezas para la hebra 1, escribe los siguientes símbolos de nucleótidos 2 veces: A═, T═, G═ y C═.
2. Usando las otras 8 piezas rectangulares para la hebra 2, escribe cada uno de los siguientes símbolos de nucleótidos 2 veces: ═A, ═T, ═G y ═C.
3. Coloca las piezas de la hebra 1 en un orden aleatorio.
4. Completa el segmento de ADN de la parte 3, seleccionando las bases complementarias correctas de la hebra 2.
5. Empleando los nucleótidos de las partes 1 y 2, haz un fragmento de ADN con una hebra 1 de
   —A—T—T—G—C—C—
6. En el original, cambia la G por una A. ¿Cómo cambia la hebra complementaria este hecho? Si la hebra original 1 es la plantilla, ¿cómo cambiaría esto los codones del mARN y llevaría a una mutación?

Enfermedades genéticas

Una enfermedad genética es el resultado de una enzima defectuosa ocasionada por una mutación en su código genético. Por ejemplo, la fenilcetonuria, PKU, es el resultado de la incapacidad del ADN para dirigir la síntesis de la enzima fenilalanina hidroxilasa, necesaria para la transformación de la fenilalanina en tirosina. En el intento de romper la fenilalanina, otras enzimas de la célula la transforman en fenilpiruvato. La acumulación de fenilalanina y fenilpiruvato en la sangre puede ocasionar graves daños en el cerebro y retraso mental. Si se detecta PKU en un recién nacido, se le prescribe una dieta que elimina todas los alimentos que contienen fenilalanina. Evitar la formación de fenilpiruvato asegura un crecimiento y desarrollo normales.

El aminoácido tirosina es necesario para la formación de melanina, el pigmento que da color a nuestro pelo y a nuestra piel. Si la enzima que convierte la tirosina en melanina es defectuosa, no se forma melanina y resulta una enfermedad genética conocida como albinismo. Las personas y animales que no tienen melanina no tienen pigmento en la piel o pelo. En la tabla 17.5 se recogen algunas otras enfermedades genéticas comunes y el tipo de metabolismo o área afectados.

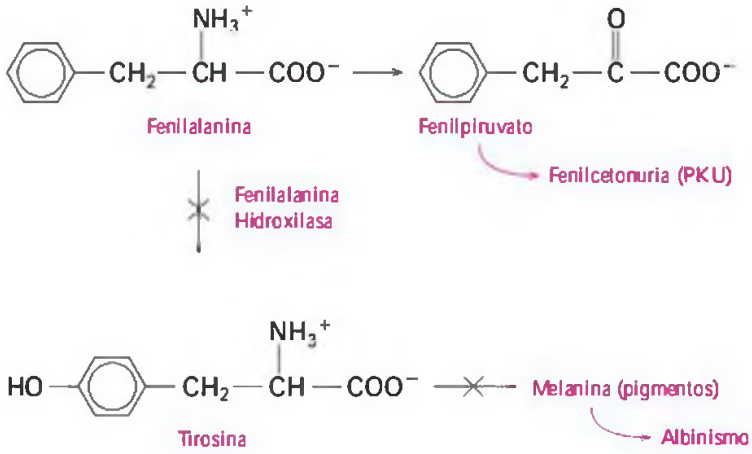


TABLA 17.5 Algunas enfermedades genéticas

Enfermedad genética	Resultado
Galactosemia	Falta la enzima transferasa, necesaria para el metabolismo de la galactosa-1-fosfato. La acumulación de Gal-1-P produce cataratas y retraso mental.
Fibrosis quística	La enfermedad hereditaria más común. Las secreciones mucosas dificultan la respiración y bloquean la función pancreática.
Síndrome de Down	La causa principal de retraso mental, se da en 1 de cada 800 nacidos vivos. Los problemas físicos y mentales incluyen defectos oculares y del corazón y son el resultado de la formación de 3 cromosomas, generalmente el número 21, en lugar de un par de cromosomas.
Hipercolesterolemia familiar	Una mutación de un gen en el cromosoma 19 da como resultado un elevado nivel de colesterol, que lleva de forma prematura a enfermedades coronarias del corazón en personas de 30-40 años de edad.
Distrofia muscular: Duchenne	Una de las 10 formas de distrofia muscular. Una mutación en el cromosoma X produce la formación baja o anormal de *distrofina*. Esta enfermedad destructora de los músculos aparece hacia los 5 años, con muerte hacia los 20 años, y se da en 1 de cada 10 000 hombres.
Enfermedad de Huntington	Aparece en edades medianas, afecta al sistema nervioso y provoca una discapacidad muscular total. Es el resultado de una mutación en un gen del cromosoma 4, del que ahora ya puede hacerse el mapa para estudiar a los individuos de familias con esta enfermedad.
Anemia depranocítica	La hemoglobina defectuosa por una mutación en un gen del cromosoma 11 disminuye la capacidad transportadora de oxígeno de los glóbulos rojos, que toman forma de hoz, ocasionando anemia y capilares taponados por agregación de glóbulos rojos.
Hemofilia	Uno o más factores defectuosos en la coagulación de la sangre conducen a una pobre coagulación, sangrado excesivo y hemorragias internas.
Enfermedad de Tay-Sachs	La hexosaminidasa A está en defecto, ocasionando una acumulación de gangliósidos, lo que genera retraso mental, pérdida del control motor y muerte temprana.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Mutaciones genéticas

17.39 ¿Qué es una mutación por sustitución?

17.40 ¿Cómo afecta una mutación por sustitución en el código genético para una enzima el orden de aminoácidos en esa proteína?

17.41 ¿Cuál es el efecto de una mutación por desplazamiento estructural en la secuencia de aminoácidos en un polipéptido?

17.42 ¿Cómo puede disminuir una mutación la actividad de una proteína?

17.43 ¿Cómo se ve afectada la síntesis de una proteína si la secuencia de bases normal TTT en la plantilla del ADN se cambia por TTC?

17.44 ¿Cómo se ve afectada la síntesis de una proteína si la secuencia de bases normal CCC en la plantilla del ADN se cambia por ACC?

17.45 Observa el siguiente fragmento de mARN producido por el orden normal de nucleótidos del ADN:

—ACA—UCA—CGG—GUA—

a. ¿Cuál es el orden de aminoácidos que se forma en el caso del ADN normal?
b. ¿Cuál es el orden de aminoácidos que se forma si una mutación transforma UCA en ACA?
c. ¿Cuál es el orden de aminoácidos que se forma si una mutación transforma CGG en GGG?
d. ¿Qué ocurre en la síntesis de la proteína si una mutación cambia UCA por UAA?
e. ¿Qué ocurre si se añade G al principio de la cadena?
f. ¿Qué ocurre si se elimina A del principio de la cadena?

17.46 Observa el siguiente fragmento de mARN producido por el orden normal de nucleótidos del ADN:

—CUU—AAA—CGA—GUU—

a. ¿Cuál es el orden de aminoácidos que se forma en el caso del ADN normal?
b. ¿Cuál es el orden de aminoácidos que se forma si una mutación transforma CUU en CCU?
c. ¿Cuál es el orden de aminoácidos que se forma si una mutación transforma CGA en AGA?
d. ¿Qué ocurre en la síntesis de la proteína si una mutación cambia AAA por UAA?

17.47 **a.** La sustitución de una base cambia el codón para una enzima de GCC a GCA. ¿Por qué no hay cambios en el orden de aminoácidos de la proteína?
b. En la anemia depranocítica, la sustitución de una base en la hemoglobina reemplaza el ácido glutámico (un aminoácido polar) con valina. ¿Por qué la sustitución de un aminoácido causa un cambio tan drástico en la función biológica?

17.48 **a.** La sustitución de una base para una enzima reemplaza la leucina (un aminoácido apolar) con alanina. ¿Por qué este cambio de aminoácidos tiene poco efecto sobre la actividad biológica de la enzima?
b. La sustitución de una base cambia la citosina en el codón UCA por adenina. ¿Cómo puede afectar esta sustitución a los aminoácidos de la proteína?

17.7 VIRUS

EL OBJETIVO ES...

describir los métodos por los que un virus infecta una célula.

Los **virus** son pequeñas partículas de 3-200 genes que no pueden replicarse sin una célula anfitriona. Un virus típico contiene ácido nucleico, ADN o ARN —pero no ambos— dentro de una cubierta proteínica. Carece del material necesario, como nucleótidos y enzimas, para fabricar proteínas y crecer. La única forma de que un virus pueda replicarse es invadiendo una célula anfitriona y haciendo uso de los materiales necesarios para la síntesis de proteínas y el crecimiento. En la tabla 17.6 se recogen algunas infecciones causadas por virus que invaden las células del hombre. También existen virus que atacan a bacterias, plantas y animales.

Una infección viral comienza cuando una enzima de la cubierta proteínica del virus hace un agujero en la célula anfitriona, permitiendo que los ácidos nucleicos entren y se mezclen con los materiales de la célula anfitriona (fig. 17.16). Si el virus contiene ADN, la célula anfitriona comienza a replicar el ADN viral de la misma manera que replicaría el ADN normal. El ADN viral forma ARN viral, que procede a fabricar las proteínas para más cubiertas. Se sintetizan tal cantidad de partículas virales que la célula explota y libera nuevos virus, que infectan más células.

Las vacunas son formas inactivas de los virus que estimulan la respuesta inmune, propiciando que el cuerpo produzca anticuerpos para el virus. Varias enfermedades infantiles —como la polio, las paperas, la varicela y el sarampión— pueden prevenirse gracias al uso de vacunas.

TABLA 17.6 Algunas enfermedades causadas por infección viral

Enfermedad	Virus
Resfriado común	Coronavirus (más de 100 tipos)
Gripe	Ortomixovirus
Verrugas	Papovavirus
Herpes	Virus del herpes
Leucemia, cánceres, SIDA	Retrovirus
Hepatitis	Virus de la hepatitis A (HAV), virus de la hepatitis B (HBV), virus de la hepatitis C, (HCV)
Paperas	Paramixovirus
Epstein-Barr	Virus de Epstein-Barr (EBV)

Transcripción inversa

Un virus que contiene ARN como su material genético es un **retrovirus**. Una vez dentro de la célula anfitriona, lo primero que hace un retrovirus es fabricar ADN viral a través de un proceso conocido como transcripción inversa. Un retrovirus contiene una enzima polimerasa, llamada *transcriptasa inversa*, que emplea el ARN viral como plantilla para sintetizar hebras comple-

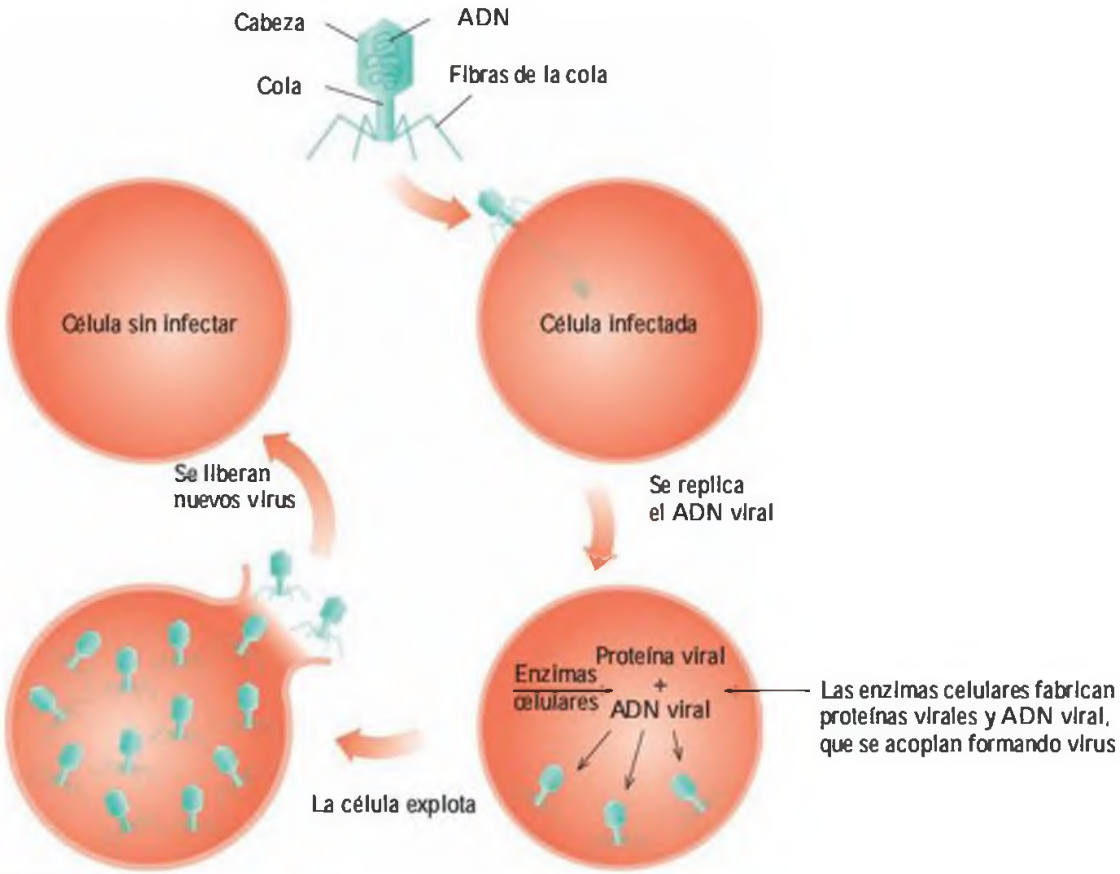


FIGURA 17.16 Después del ataque del virus a la célula anfitriona, este inyecta su ADN viral y hace uso de los aminoácidos de la célula anfitriona para sintetizar la proteína viral. Emplea los ácidos nucleicos, las enzimas y los ribosomas de la célula anfitriona para fabricar ARN viral. Cuando la célula explota, se liberan los nuevos virus para infectar otras células.
P ¿Por qué necesita un virus una célula anfitriona para replicarse?

mentarias de ADN. Una vez producidas, las hebras del ADN forman ADN de doble hebra utilizando los nucleótidos presentes en la célula anfitriona. Este ADN viral formado, denominado *provirus*, se une al ADN de la célula anfitriona. Una proteasa forma la cubierta proteínica para formar una partícula viral que abandona la célula para infectar otras células (fig. 17.17).

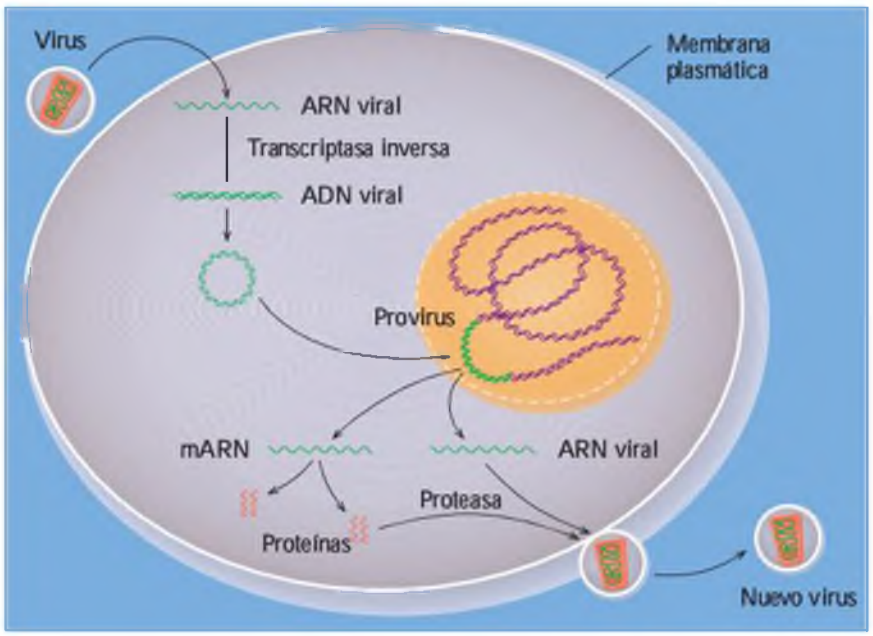
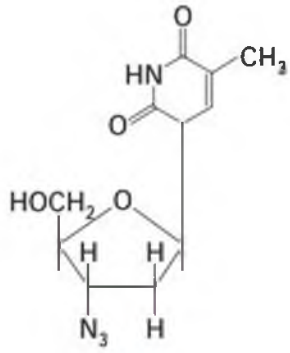


FIGURA 17.17 Después de que un retrovirus inyecte su ARN viral en una célula, forma una hebra de ADN por transcripción inversa. El ADN forma un ADN de doble hebra denominado provirus, que se une al ADN de la célula anfitriona. Cuando la célula se replica, el provirus produce el ARN viral necesario para formar más partículas de virus.
P ¿Qué es la transcripción inversa?

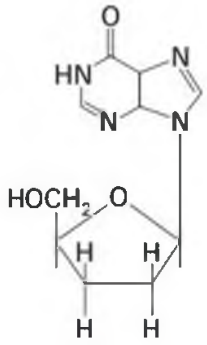
SIDA

A principios de los años ochenta, una enfermedad denominada SIDA (síndrome de inmunodeficiencia adquirida) comenzó a cobrarse un número alarmante de vidas. Ahora se sabe que el virus VIH-1 (virus de inmunodeficiencia humana tipo 1) es el agente causante del SIDA (fig. 17.18). El VIH es un retrovirus que infecta y destruye las células de los linfocitos T4, que se encuentran involucrados en la respuesta inmunológica. Una vez que el virus VIH-1 se une a los receptores en la superficie de la célula T4, el virus inyecta ARN viral en la célula anfitriona. Al ser un retrovirus, los genes del ARN viral dirigen la formación de ADN viral. La reducción gradual de las células T4 reduce la capacidad del sistema inmunológico para destruir organismos dañinos. El síndrome del SIDA se caracteriza por las infecciones oportunistas, como la de *Pneumocystis carinii*, que causa la neumonía, y el *sarcoma de Kaposi*, un cáncer de piel.

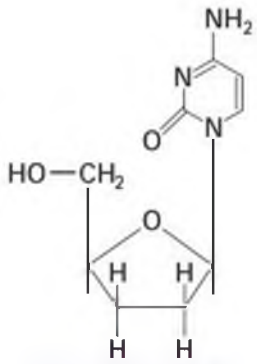
El tratamiento para el SIDA se basa en el ataque al VIH-1 en diferentes puntos de su ciclo de vida, incluyendo la transcripción inversa y la síntesis de proteínas. Para la síntesis del ADN se emplean análogos de nucleósidos que mimetizan las estructuras de los nucleósidos. Por ejemplo, el fármaco AZT (azidotimina) es similar a la timina, y la ddI (didesoxiinosina) es similar a la guanosina. Otros 2 fármacos incluyen dideoxicitidina (ddC) y dideshidro-3'-desoxitimidina (d4T). Estos compuestos forman parte de los «cócteles» que proporcionan una disminución extendida de las infecciones por VIH. Cuando se incorpora en el ADN viral el análogo de un nucleósido, la pérdida del grupo hidroxilo en el carbono 3' del azúcar impide la formación de los enlaces azúcar-fosfato, y finaliza la replicación del virus.



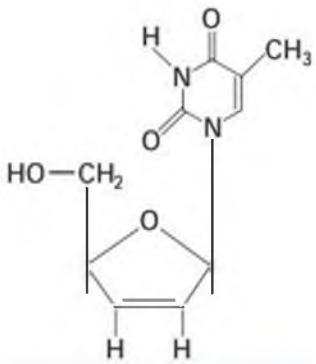
AZT
Azidotimina



Didesoxiinosina (ddI)



Didesoxicitidina (ddC)



Dideshidro-3'-desoxitimidina (d4T)

Los nuevos y más poderosos fármacos anti-VIH son los inhibidores de proteasa, como saquinavir, indinavir y ritonavir. La inhibición de la proteasa evita la síntesis de proteínas necesarias para hacer más copias del virus. A pesar de que no se conoce durante cuánto tiempo pueden ser beneficiosos los inhibidores de proteasa para un enfermo de SIDA, los investigadores encuentran esperanzadores los resultados obtenidos.

WEB TUTORIAL
HIV Reproductive Cycle

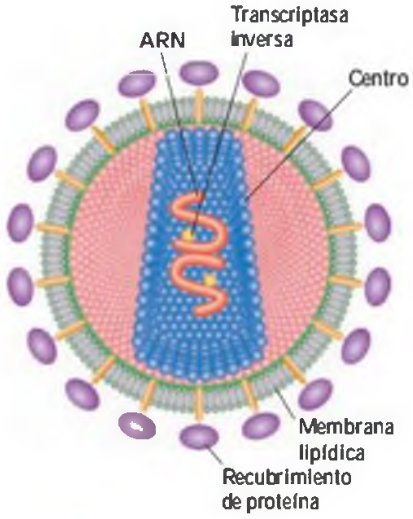


FIGURA 17.18 El virus VIH que causa el SIDA destruye el sistema inmunológico del cuerpo.
P El virus VIH, ¿es un virus ADN o un retrovirus ARN?

Química y salud

Cáncer

En el cuerpo de un adulto hay multitud de células que no continúan reproduciéndose. Cuando las células del cuerpo comienzan a crecer y a multiplicarse sin control, invaden a las células vecinas y forman un tumor o bulto (neoplasma). Cuando los tumores interfieren en las funciones normales del cuerpo, son cancerosos. Si están limitados, son benignos. El cáncer puede estar causado por sustancias químicas y medioambientales, por radiación o por virus oncogénicos.

Algunos informes estiman que el 80-90% de todos los cánceres humanos se han iniciado por sustancias químicas y medioambientales. Un carcinógeno es una sustancia que aumenta la probabilidad de inducir un tumor; entre los carcinógenos conocidos se incluyen los colorantes de anilina, el humo de los cigarrillos y el amianto. Más del 90% de las personas con cáncer de pulmón son fumadores. Un carcinógeno causa cáncer a partir de su reacción con moléculas en una célula, probablemente con el ADN, y altera el crecimiento de dicha célula. En la tabla 17.7 se recogen algunos carcinógenos conocidos.

TABLA 17.7 Algunos carcinógenos químicos y medioambientales

Carcinógeno	Lugar del tumor
Amianto	Pulmones, tracto respiratorio
Arsénico	Piel, pulmones
Cadmio	Próstata, riñones
Cromo	Pulmones
Níquel	Pulmones, senos
Aflatoxina	Hígado
Nitritos	Estómago
Colorantes de anilina	Vejiga
Cloruro de vinilo	Hígado

La radiación energética de la luz solar o la radiación médica es otro tipo de factor medioambiental. El cáncer de piel ha pasado a ser una de las formas más abundantes de cáncer: parece que el daño en el ADN en las zonas de la piel expuestas al sol origina mutaciones. Las células pierden su capacidad de controlar la síntesis de proteínas, y la división celular incontrolada conduce al cáncer. La incidencia del melanoma maligno, uno de los cánceres de piel más serios, ha aumentado con rapidez últimamente. Algunos posibles factores para este aumento pueden ser la moda del bronceado, así como la reducción de la capa de ozono, que absorbe la mayor parte de la radiación solar dañina.

Los virus oncogénicos producen cáncer cuando las células se infectan. En la tabla 17.8 se recogen varios virus asociados con cánceres humanos. Algunos tipos de cáncer, como el retinoblastoma y el cáncer de mama, parecen darse con más frecuencia dentro de algunas familias; existen algunos indicios de que puede deberse a la pérdida de un gen o a la presencia de uno defectuoso.

TABLA 17.8 Cánceres humanos causados por virus oncogénicos

Virus	Enfermedad
Virus ARN	
Virus linfotrópico de células T humanas tipo 1	Leucemia
Virus ADN	
Virus Epstein-Barr (EBV)	Epstein-Barr Linfoma de Burkitt (cáncer de los glóbulos blancos)
Virus de la hepatitis B (HBV)	Carcinoma nasofaríngeo
Virus del herpes sencillo (tipo 2)	Enfermedad de Hodgkin Cáncer de hígado
Virus del papiloma	Cáncer de útero y de cuello uterino Cáncer de colon y de cuello uterino Verrugas genitales

EJERCICIO RESUELTO 17.11

Virus

¿Por qué los virus son incapaces de replicarse por sí mismos?

SOLUCIÓN

Los virus son solamente paquetes de ADN o ARN, pero no tienen los elementos necesarios para la replicación, como son las enzimas y los nucleósidos.

¡AHORA TÚ!

¿Cómo afectan al ciclo de vida del virus VIH-1 los inhibidores de proteasa?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Virus

17.49 ¿Qué tipo de información genética se encuentra en un virus?

17.50 ¿Por qué los virus necesitan invadir una célula anfitriona?

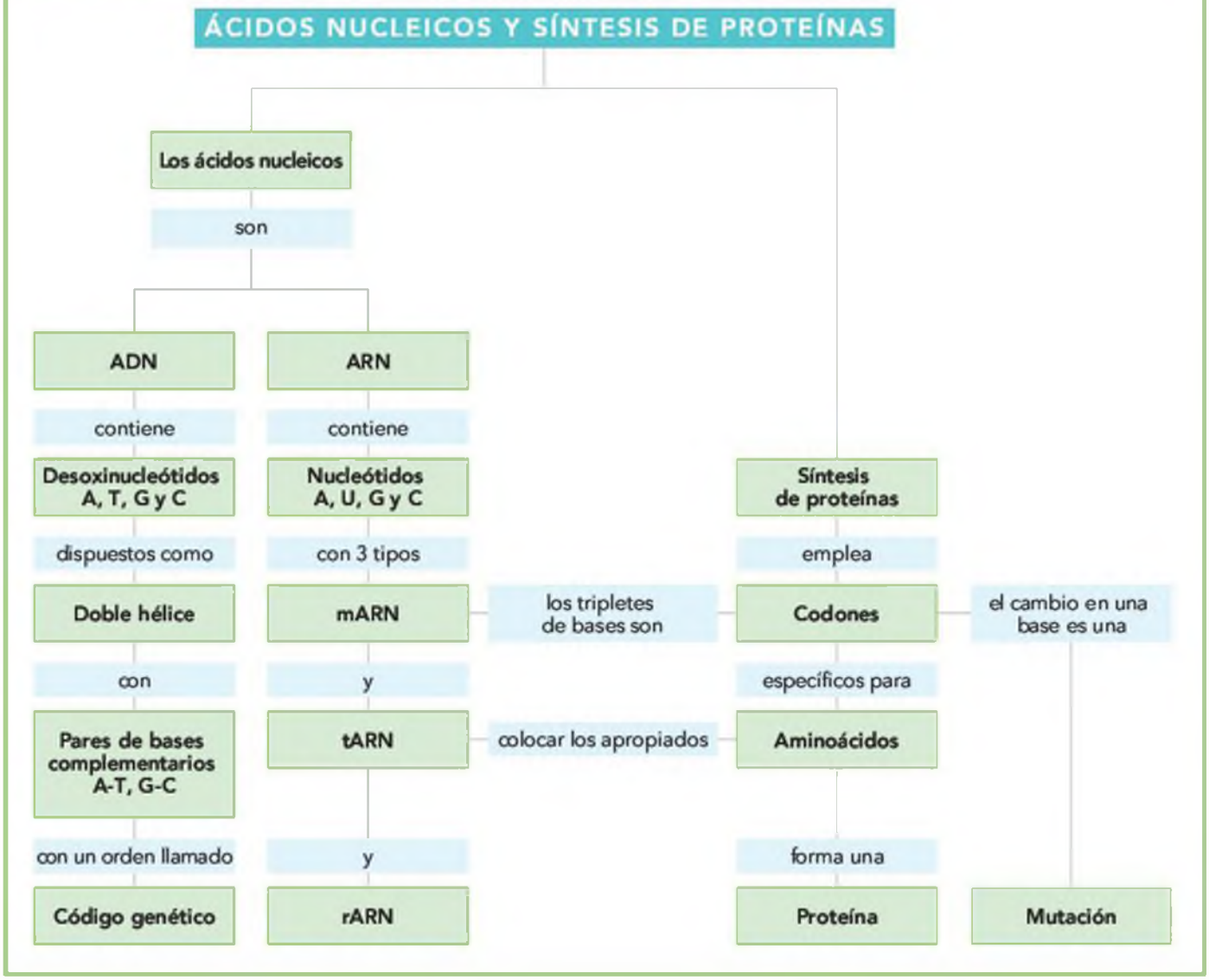
17.51 Un virus contiene ARN viral.
- **a.** ¿Por qué puede usarse la transcripción inversa en el ciclo de vida de este tipo de virus?
- **b.** ¿Cuál es el nombre de este tipo de virus?

17.52 ¿Cuál es el propósito de las vacunas?

17.53 ¿Cómo interfieren en el ciclo de vida del virus VIH-1 los análogos de los nucleósidos?

17.54 ¿Cómo interfieren en el ciclo de vida del virus VIH-1 los inhibidores de proteasa?

MAPA CONCEPTUAL



¡DE UN VISTAZO!

17.1 Componentes de los ácidos nucleicos

El objetivo es... describir las bases y los azúcares de ribosa que forman los ácidos nucleicos ADN y ARN.

Los ácidos nucleicos —ácido desoxirribonucleico (ADN) y ácido ribonucleico (ARN)— son polímeros de nucleótidos. Un nucleósido es la combinación de un azúcar pentosa y una base. Un nucleótido está formado por 3 partes: una base, un azúcar y un grupo fosfato. En el ADN, el azúcar es desoxirribosa y la base puede ser adenina, timina, guanina o citosina. En el ARN, el azúcar es ribosa y el uracilo reemplaza a la timina.

17.2 Estructura primaria de los ácidos nucleicos

El objetivo es... describir las estructuras primarias del ARN y del ADN.

Cada ácido nucleico tiene su propia secuencia única de bases conocida como estructura primaria. En un ácido nucleico polímero, el 3'-OH de cada azúcar ribosa en el ARN, o azúcar desoxirribosa en el ADN forma un enlace fosfodiéster con el grupo fosfato del átomo de carbono 5' del azúcar del siguiente nucleótido para formar un esqueleto en el que se alternan los grupos azúcar y fosfato. Hay un 5'-fosfato libre en un extremo del polímero y un grupo 3'-OH libre en el otro extremo.

17.3 La doble hélice del ADN

El objetivo es... describir la doble hélice del ADN.

Una molécula de ADN está formada por 2 hebras de nucleótidos que se enroscan entre sí formando una especie de escalera en espiral. Las 2 hebras se mantienen juntas por enlaces de hidrógeno entre pares de bases complementarios, A con T y G con C. Durante la replicación del ADN, se forman nuevas hebras de ADN a lo largo de cada una de las hebras originales del ADN que sirven como plantillas. El emparejamiento de bases complementarias asegura el emparejamiento correcto de las bases para dar copias idénticas al ADN original.

17.4 El ARN y el código genético

El objetivo es... identificar los diferentes tipos de ARN y describir la síntesis de mARN.

Los 3 tipos de ARN se diferencian por su función en la célula: el ARN ribosómico constituye la mayor parte de la estructura de los ribosomas, el ARN mensajero lleva la información genética desde el ADN a los ribosomas y el ARN transferente coloca en la proteína los aminoácidos adecuados. La transcripción es el proceso por el que la ARN polimerasa forma mARN a partir de una hebra de ADN. Las bases en el mARN son complementarias de las del ADN, excepto que U se empareja con A en el ARN. La formación de mARN tiene lugar cuando se necesitan ciertas proteínas en la célula. El código genético consiste en una secuencia de 3 bases (triplete) que especifica el orden de los aminoácidos en la proteína. El codón AUG señaliza el comienzo de la transcripción y los codones UAG, UGA y UAA son la señal de parada.

17.5 Síntesis de proteínas

El objetivo es... describir el proceso de la síntesis de proteínas a partir del mARN.

Las proteínas se sintetizan en los ribosomas en un proceso de traducción que incluye 3 pasos: iniciación, traducción y terminación. Durante la traducción, los tARN traen los aminoácidos adecuados al ribosoma y se forma el enlace peptídico. Cuando se libera el polipéptido, toma su forma secundaria y terciaria y comienza a ser una proteína funcional en la célula.

17.6 Mutaciones genéticas

El objetivo es... describir varias formas de alterar el ADN y causar mutaciones.

Una mutación genética es un cambio en una o más bases de la secuencia del ADN, que puede alterar la estructura y la capacidad de la proteína resultante para funcionar adecuadamente. En una sustitución, una base diferente reemplaza a una base del codón. Una mutación de desplazamiento estructural inserta o elimina una base en la secuencia del ADN, lo que altera los codones del mARN después de la mutación.

17.7 Virus

El objetivo es... describir los métodos por los que un virus infecta una célula.

Los virus que contienen ADN o ARN invaden las células anfitrión, donde hacen uso de los elementos de la célula para sintetizar más virus. Para un retrovirus que contiene ARN, se sintetiza primero un ADN viral por transcripción inversa, usando los nucleótidos y las enzimas de la célula anfitriona. En el tratamiento del SIDA, análogos de nucleósidos inhiben la transcriptasa inversa del virus VIH-1, y los inhibidores de la proteasa interrumpen la actividad catalítica de la proteasa necesaria para formar proteínas para la síntesis de más virus.

TÉRMINOS CLAVE

Ácidos nucleicos Grandes moléculas formadas por nucleótidos, que se encuentran en la doble hélice del ADN y como hebras sencillas en el ARN.

ADN Ácido desoxirribonucleico; el material genético de todas las células que contienen nucleótidos con azúcar desoxirribosa, fosfato y las 4 bases adenina, timina, guanina y citosina.

Anticodón Triplete de bases en el bucle central del tARN que es complementario de un codón del mARN.

ARN Ácido ribonucleico, un tipo de ácido nucleico que es una hebra única de nucleótidos que contienen adenina, citosina, guanina y uracilo.

Base Derivados de purina y pirimidina que se encuentran en el ADN y ARN: adenina (A), timina (T), citosina (C), guanina (G) y uracilo (U).

Código genético Información del ADN que se transfiere al mARN como una secuencia de codones para la síntesis de proteínas.

Codón Secuencia de 3 bases en el mARN que especifica que un determinado aminoácido debe colocarse en una proteína. Unos pocos codones señalizan el comienzo o el final de la transcripción.

Doble hélice Forma helicoidal de la doble cadena del ADN, que es como una escalera en espiral, con el esqueleto azúcar-fosfato en el exterior y los pares de bases como escalones en el interior.

Enfermedad genética Malformación física o disfunción metabólica ocasionada por una mutación en la secuencia de bases del ADN.

Enlace fosfodiéster Unión fosfato que une el grupo 3'-hidroxilo de un nucleótido con el grupo fosfato del átomo de carbono 5' del siguiente nucleótido.

Estructura primaria Secuencias de nucleótidos en los ácidos nucleicos.

mARN ARN mensajero; se forma en el núcleo por el ADN para llevar la información genética a los ribosomas para la construcción de una proteína.

Mutación Cambio en la secuencia de bases del ADN que altera la formación de proteínas en la célula.

Mutación de desplazamiento estructural Mutación que inserta o elimina una base en una secuencia del ADN.

Nucleósido Combinación de un azúcar pentosa con una base.

Nucleótidos Elementos de construcción de un ácido nucleico, formados por una base, un azúcar pentosa (ribosa o desoxirribosa) y un grupo fosfato.

Pares de bases complementarios En el ADN, la adenina se empareja siempre con la timina (A—T o T—A), y la guanina se empareja siempre con la citosina (G—C o C—G). En la formación del ARN, la adenina se empareja con uracilo (A-U).

rARN ARN ribosómico; el tipo mayoritario de ARN, el componente principal de los ribosomas.

Replicación Proceso de duplicación del ADN por emparejamiento de las bases de cada hebra padre con su base complementaria.

Retrovirus Virus que contiene ARN como material genético y sintetiza un ADN complementario en el interior de una célula.

Sustitución Mutación que reemplaza una base del ADN con otra base diferente.

tARN ARN transferente; un ARN que coloca un aminoácido específico en una cadena peptídica en el ribosoma. Hay uno o más tARN para cada uno de los 20 aminoácidos diferentes.

Traducción Interpretación de los codones en el mARN como aminoácidos en un péptido.

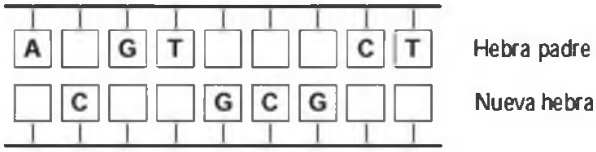
Transcripción Transferencia de información genética desde el ADN por medio de la formación de mARN.

Virus Pequeñas partículas que contienen ADN o ARN en una cubierta de proteína y que necesita una célula anfitriona para replicarse.

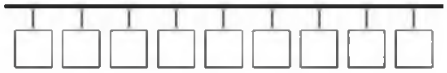
COMPRENDER LOS CONCEPTOS

17.55 Contesta a las siguientes preguntas para la sección de ADN indicada.

a. Completa las bases para la hebra padre y la nueva hebra:



b. Utilizando la nueva hebra como plantilla, escribe la secuencia del mARN.

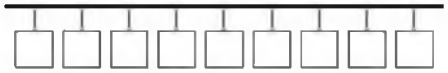


c. Escribe los símbolos de 3 letras de los aminoácidos que irían en el péptido a partir del mARN escrito en el apartado b.

17.56 Supongamos que ocurre una mutación en la sección del ADN del problema 17.55, y que la primera base de la cadena padre, adenina, es reemplazada por guanina.

a. ¿Qué tipo de mutación ha ocurrido?

b. Usando la nueva hebra que resulta de esta mutación como plantilla, escribe el orden de las bases en el mARN alterado.



c. Escribe los símbolos de 3 letras de los aminoácidos que irían en el péptido a partir del mARN escrito en el apartado b.

d. ¿Qué efecto, si es que existe alguno, tendría esta mutación en la estructura y/o función de la proteína resultante?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS ADICIONALES

17.57 Identifica cada una de las siguientes bases como una pirimidina o una purina:

a. citosina **b.** adenina
c. uracilo **d.** timina
e. guanina

17.58 Indica si cada una de las bases del problema 17.57 se encuentra solo en el ADN, solo en el ARN o tanto en el ADN como en el ARN.

17.59 Identifica la base y el azúcar en cada uno de los siguientes nucleósidos:

a. desoxitimidina **b.** adenosina
c. citidina **d.** desoxiguanosina

17.60 Identifica la base y el azúcar en cada uno de los siguientes nucleótidos:

a. CMP **b.** dAMP
c. dGMP **d.** UMP

17.61 ¿En qué se diferencian las bases timina y uracilo?

17.62 ¿En qué se diferencian las bases citosina y uracilo?

17.63 ¿En qué se parecen la estructura primaria del ARN y del ADN?

17.64 ¿En qué se diferencian la estructura primaria del ARN y del ADN?

17.65 Escribe la secuencia de bases complementaria para cada uno de los siguientes segmentos de ADN:

a. —G—A—C—T—T—A—G—G—C—
b. —T—G—C—A—A—A—C—T—A—G—C—T
c. —A—T—C—G—A—T—C—G—A—T—C—G—

17.66 Escribe la secuencia de bases complementaria para cada uno de los siguientes segmentos de ADN:

a. —T—T—A—C—G—G—A—C—C—G—C—
b. —A—T—A—G—C—C—C—T—T—A—C—
T—G—G—
c. —G—G—C—C—T—A—C—C—T—T—A—
A—C—G—A—C—G—

17.67 Relaciona cada una de las siguientes afirmaciones con rARN, mARN o tARN:

a. Es el tipo más pequeño de ARN.
b. Constituye el mayor porcentaje de ARN en la célula.
c. Lleva la información genética desde el núcleo a los ribosomas.

17.68 Relaciona cada una de las siguientes afirmaciones con rARN, mARN o tARN:
a. Se combina con proteínas para formar ribosomas.
b. Lleva los aminoácidos a los ribosomas para la síntesis de proteínas.
c. Actúa como plantilla para la síntesis de proteínas.

17.69 ¿Cuáles son los codones posibles para cada uno de los siguientes aminoácidos?
a. treonina
b. serina
c. cisteína

17.70 ¿Cuáles son los codones posibles para cada uno de los siguientes aminoácidos?
a. valina
b. prolina
c. histidina

17.71 ¿Cuál es el aminoácido de cada uno de los siguientes codones?
a. AAG **b.** AUU **c.** CGG

17.72 ¿Cuál es el aminoácido de cada uno de los siguientes codones?
a. CAA **b.** GGC **c.** AAC

17.73 Las endorfinas son polipéptidos que reducen el dolor. ¿Cuál es el orden de aminoácidos para el siguiente mARN que codifica un pentapéptido que es una endorfina llamada leucina encefalina?
—AUG—UAC—GGU—GGA—UUU—CUA—UAA—

17.74 Las endorfinas son polipéptidos que reducen el dolor. ¿Cuál es el orden de aminoácidos para el siguiente mARN que codifica un pentapéptido que es una endorfina llamada metionina encefalina?
—AUG—UAC—GGU—GGA—UUU—AUG—UAA—

17.75 ¿Cuál es el anticodón del tARN para cada uno de los siguientes anticodones del mARN?
a. AGC **b.** UAU **c.** CCA

17.76 ¿Cuál es el anticodón del tARN para cada uno de los siguientes anticodones del mARN?
a. GUG **b.** CCC **c.** GAA

¡ACEPTA EL RETO!

17.77 La oxitocina es un nonapéptido (un péptido con 9 aminoácidos). ¿Cuántos nucleótidos se encontrarían en el mARN para esta proteína?

17.78 Una proteína contiene 35 aminoácidos. ¿Cuántos nucleótidos se encontrarían en el mARN para esta proteína?

17.79 **a.** Si la doble hélice del ADN del salmón contiene un 28% de adenina, ¿cuál es el porcentaje de timina, guanina y citosina?
b. Si la doble hélice del ADN del hombre contiene un 20% de citosina, ¿cuál es el porcentaje de guanina, adenina y timina?

17.80 ¿Por qué no hay emparejamiento de bases en el ADN entre adenina y guanina o entre timina y citosina?

17.81 ¿Cuál es la diferencia entre un virus ADN y un retrovirus?

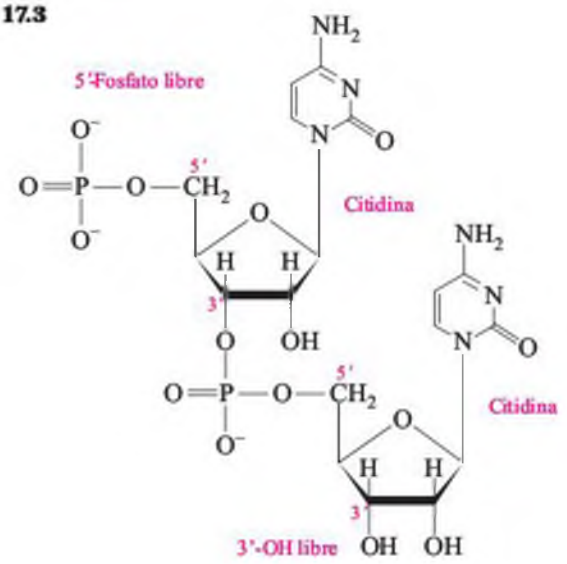
RESPUESTAS

Respuestas de *¡Ahora tú!*

17.1 **a.** La guanina se encuentra tanto en el ARN como en el ADN.
b. desoxicitidina 5'-monofosfato (dCMP)

17.2 5'-fosfato libre

17.3



17.4 —C—C—A—A—T—T—G—G—

17.5 —C—G—T—T—A—G—

17.6 Cada tipo de tARN lleva un aminoácido específico al ribosoma para la síntesis de proteínas.

17.7 —C—C—C—A—A—A—T—T—T—

17.8 UGA es un codón de parada que indica el final de la traducción.

17.9 en UAG

17.10 Si la sustitución de un aminoácido en el polipéptido afecta a una interacción esencial de la estructura funcional en el enlace a un sustrato, la proteína resultante puede ser menos eficaz o no funcional. En este ejemplo, la glicina, un aminoácido apolar, es reemplazada por arginina, un aminoácido básico. Es muy probable que cambie la forma de esta proteína, porque habrá interrupciones en los entrecruzamientos del tipo puentes salinos y en las atracciones hidrofóbicas e hidrofílicas.

17.11 Un inhibidor de proteasa interfiere con las enzimas que sintetizan las proteínas necesarias para formar nuevos virus.

Respuestas de los *Ejercicios y problemas* seleccionados

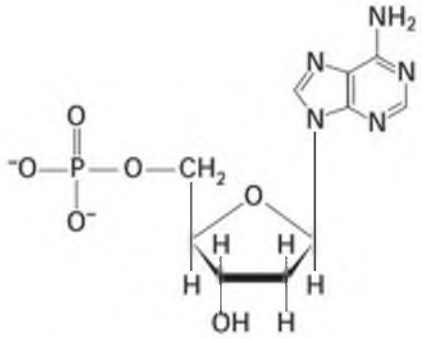
17.1 **a.** pirimidina
b. pirimidina

17.3 **a.** ADN
b. tanto en ADN como en ARN

17.5 desoxiadenosina 5'-monofosfato (dAMP), desoxitimidina 5'-monofosfato (dTMP), desoxicitidina 5'-monofosfato (dCMP) y desoxiguanosina 5'-monofosfato (dGMP).

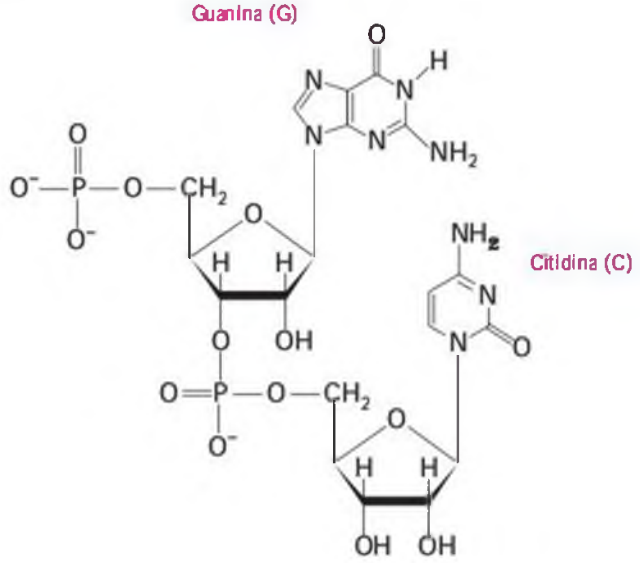
17.7 **a.** nucleósido **b.** nucleósido
c. nucleósido **d.** nucleótido

17.9



17.11 Los nucleótidos de los ácidos nucleicos se mantienen unidos por enlaces fosfodiéster entre el 3'—OH de un azúcar (ribosa o desoxirribosa) y un grupo fosfato en el carbono 5' de otro azúcar.

17.13



17.15 Las 2 hebras del ADN se mantienen juntas mediante enlaces de hidrógeno entre las bases de cada hebra.

17.17 **a.** —T—T—T—T—T—T—
b. —C—C—C—C—C—C—
c. —T—C—A—G—G—T—C—C—A—
d. —G—A—C—A—T—A—T—G—C—A—A—T—

17.19 ARN ribosómico, ARN mensajero y ARN transferente

17.21 En la transcripción, la secuencia de nucleótidos en una plantilla de ADN (una hebra) se utiliza para fabricar la secuencia de bases de un ARN mensajero.

17.23 —G—G—C—U—U—C—C—A—A—G—U—G—

17.25 Una secuencia de 3 bases en el mARN que codifica un aminoácido específico en una proteína.

17.27 **a.** leucina **b.** serina
c. glicina **d.** arginina

17.29 Cuando AUG es el primer codón, señaliza el comienzo de síntesis de la proteína. En cualquier otra posición AUG codifica la metionina.

17.31 Un codón es un triplete de bases en el mARN. Un anticodón es el triplete complementario en un tARN para un aminoácido específico.

17.33 **a.** —Lys—Lys—Lys—
b. —Phe—Pro—Phe—Pro—
c. —Tyr—Gly—Arg—Cys—

17.35 El nuevo aminoácido se une por un enlace peptídico a la cadena peptídica. El ribosoma se mueve hacia el siguiente codón, que se une al tARN que transporta el siguiente aminoácido.

17.37 **a.** —CGA—AAA—GUU—UUU—
b. GCU, UUU, CAA, AAA
c. Usando los codones del mARN: —Arg—Lys—Val—Phe—

17.39 Una base del ADN es reemplazada por otra base diferente.

17.41 En una mutación de desplazamiento estructural se pierde o se gana una base, lo que cambia los codones y por tanto los aminoácidos en la cadena polipeptídica restante.

17.43 El triplete normal TTT forma un codón AAA, que codifica la lisina. La mutación TTC forma un codón AAG, que también codifica la lisina. No hay efecto en la secuencia de aminoácidos.

17.45 **a.** —Thr—Ser—Arg—Val—
b. —Trh—Thr—Arg—Val—
c. —Thr—Ser—Gly—Val—
d. —Thr—PARADA. La síntesis de la proteína terminaría antes de tiempo, y la proteína resultante probablemente no sería funcional.
e. La nueva proteína contendría la secuencia —Asp—Ile—Thr—Gly—.
f. La nueva proteína contendría la secuencia —His—His—Gly—.

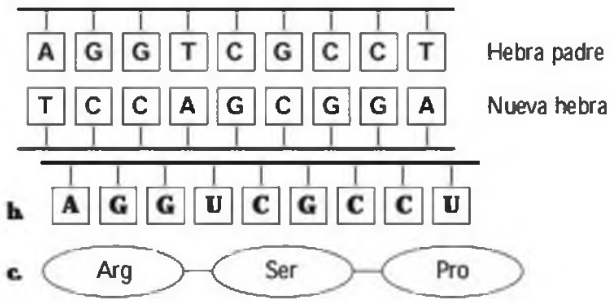
17.47 **a.** GCC y GCA codifican ambos para la alanina.
b. Un entrecruzamiento en la estructura terciaria de la hemoglobina no podría formarse cuando el ácido glutámico polar es reemplazado por la valina que no es polar.

17.49 ADN o ARN, pero no ambos.

17.51 **a.** El ARN viral se emplea para sintetizar ADN viral, que forma el mARN para fabricar la cubierta proteica que permite replicarse al virus y abandonar la célula.
b. retrovirus

17.53 Los análogos de nucleósidos como el AZT y ddI son similares a los nucleósidos necesarios para fabricar el ADN viral en la transcripción inversa. Cuando se incorporan al ADN viral, la pérdida de un grupo hidroxilo en el carbono 3' del azúcar impide la formación de los enlaces azúcar-fosfato y paraliza la replicación del virus.

17.55 **a.**



17.57 **a.** pirimidina
b. purina
c. pirimidina
d. pirimidina
e. purina

17.59 **a.** timina y desoxirribosa
b. adenina y ribosa
c. citosina y ribosa
d. guanina y desoxirribosa

17.61 Las 2 son pirimidinas, pero la timina tiene un grupo metilo.

17.63 Los 2 son polímeros de nucleótidos unidos por enlaces fosfodiéster entre los grupos alternos azúcar y fosfato, con bases que se extienden a partir de cada azúcar.

17.65 **a.** —C—T—G—A—A—T—C—C—G
b. —A—C—G—T—T—T—G—A—T—C—G—A—
c. —T—A—G—C—T—A—G—C—T—A—G—C—

17.67 **a.** tARN **b.** rARN
c. mARN

17.69 **a.** ACU, ACC, ACA y ACG
b. UCU, UCC, UCA, UCG, AGU y AGC
c. UGU y UGC

17.71 **a.** lisina
b. isoleucina
c. arginina

17.73 COMIENZO—Tyr—Gly—Gly—Phe—Leu—PARADA

17.75 **a.** UCG
b. AUA
c. GGU

17.77 Se necesitan 3 nucleótidos para cada aminoácido, más un triplete de inicio y otro triplete de parada, lo que hace un total mínimo de 33 nucleótidos.

17.79 **a.** Debido a que A siempre se une a T, T también será el 28%. Al ser A y T = 56%, hay un 44% para los otros nucleótidos, o 22% de G y 22% de C.
b. Debido a que C se une con G, G también será el 20%. Al ser C y D = 40%, hay un 60% para los otros nucleótidos, o 30% de A y 30% de T.

17.81 Un virus ADN se une a una célula e inyecta ADN viral que emplea el material de la célula anfitriona para fabricar copias de ADN para hacer ARN viral. Un retrovirus inyecta ARN viral a partir del que se forma ADN complementario por transcripción inversa.

18 Procesos metabólicos y producción de energía

EN ESTA UNIDAD...

18.1 Metabolismo y energía ATP

18.2 Digestión de alimentos

18.3 Coenzimas de interés y procesos metabólicos

18.4 Glucólisis: oxidación de la glucosa

18.5 Ciclo del ácido cítrico

18.6 Transporte electrónico

18.7 Fosforilación oxidativa y ATP

18.8 Oxidación de ácidos grasos

18.9 Degradación de aminoácidos

«Me formé en urgencias médicas y trabajo asistiendo al paciente en el servicio de urgencias hasta que llega a un hospital o a un centro médico», nos cuenta Mandy Dornell, técnico en emergencias médicas del Centro Médico Seaton. «En el servicio de urgencias compruebo los signos vitales del paciente y hago una evaluación preliminar de su estado; si es necesario, también llevo a cabo una maniobra de reanimación cardiopulmonar. Si alguien ha sufrido un accidente de tráfico, es probable que presente lesiones en el cuello y la espalda. En estos casos se emplea un tablero espinal o un collar cervical para inmovilizar al paciente y evitar que sufra daños posteriores. Cuando los heridos presentan problemas respiratorios, se les inserta una vía aérea —nasal u oral— para ayudar en el proceso de ventilación. También sé poner una vía intravenosa o asistir en un parto de emergencia».

Cuando alguien está gravemente herido o enfermo, los técnicos en emergencias médicas de las unidades móviles de urgencias proporcionan transporte y atención inmediata al paciente hasta que llega al servicio de urgencias de un hospital o un centro médico.

the Chemistry place

Visita **www.chemplace.com** y encontrarás cuestiones adicionales, tutoriales interactivos, información profesional, diapositivas en PowerPoint para repasar el capítulo, ayuda para resolver las operaciones matemáticas y casos prácticos.

Todas las reacciones químicas que se producen en las células vivas para formar o romper moléculas se conocen como *metabolismo*. En un proceso metabólico, las reacciones están conectadas en serie, y cada una de ellas la cataliza una enzima determinada. En este capítulo revisaremos estos procesos y el modo en el que producen la energía y los compuestos celulares.

Cuando se ingieren alimentos —por ejemplo un bocadillo de atún con mayonesa— los polisacáridos, lípidos y proteínas se digieren en forma de pequeñas moléculas que son absorbidas por las células de nuestro cuerpo. A medida que estas moléculas de glucosa, ácidos grasos y aminoácidos se siguen degradando, se libera energía, que es empleada por las células para producir adenosina trifosfato (ATP). Nuestras células utilizan la energía del ATP cuando en el cuerpo se realizan acciones como la contracción muscular, la síntesis de moléculas complejas, el envío de impulsos nerviosos o el desplazamiento de sustancias a través de las membranas celulares.

En el *ciclo del ácido cítrico*, mediante una serie de reacciones metabólicas que se producen en las mitocondrias, la acetil coenzima A (acetil CoA) se oxida a dióxido de carbono y libera energía para producir NADH y $FADH_2$. Estas coenzimas reducidas intervienen en el *transporte electrónico* proporcionando protones y electrones que se combinan con el oxígeno (O_2) para formar H_2O. La energía liberada durante el transporte electrónico se emplea en la síntesis de ATP a partir de ADP.

Aunque la glucosa es el componente fundamental para la síntesis del ATP, los lípidos y las proteínas también tienen una función importante en el metabolismo y en la producción de energía. Casi toda la energía del organismo se almacena en forma de triacilgliceroles en las células grasas. Cuando la cantidad de calorías ingeridas excede las necesidades metabólicas y nutricionales del organismo, los hidratos de carbono y los ácidos grasos sobrantes se convierten en triacilgliceroles, que son almacenados por las células grasas.

La degradación de las proteínas proporciona aminoácidos, que son empleados en nuestras células para la síntesis de compuestos nitrogenados. Aunque los aminoácidos no se consideran una fuente fundamental de energía, en caso de que las reservas de hidratos de carbono y grasas se agoten es posible obtener energía a partir de ellos.

EL OBJETIVO ES...

conocer las tres etapas del metabolismo y la función del ATP.

18.1 METABOLISMO Y ENERGÍA ATP

El término **metabolismo** se refiere a todas las reacciones químicas que proporcionan energía y las sustancias necesarias para mantener el crecimiento celular. Hay dos tipos de procesos metabólicos: catabolismo y anabolismo. En las **reacciones catabólicas** (catabolismo), moléculas de gran complejidad estructural son convertidas en moléculas más sencillas con liberación de energía en el proceso. En las **reacciones anabólicas** (anabolismo), se emplea la energía disponible en la célula para sintetizar moléculas complejas a partir de otras más sencillas.

Los procesos catabólicos en el metabolismo consisten en tres etapas (fig. 18.1). Si consideramos el ejemplo del bocadillo de atún con mayonesa, en la primera etapa del metabolismo el proceso de **digestión** hace que las macromoléculas que contiene se conviertan en pequeñas unidades monoméricas. Así, los polisacáridos del pan se convierten en monosacáridos, los lípidos de la mayonesa se convierten en glicerol y ácidos grasos y las proteínas del atún en aminoácidos. Los productos de la digestión penetran en el torrente sanguíneo y son transportados a las células. En la segunda etapa del metabolismo, las moléculas obtenidas en la digestión se convierten en compuestos de dos o tres carbonos, como el piruvato o

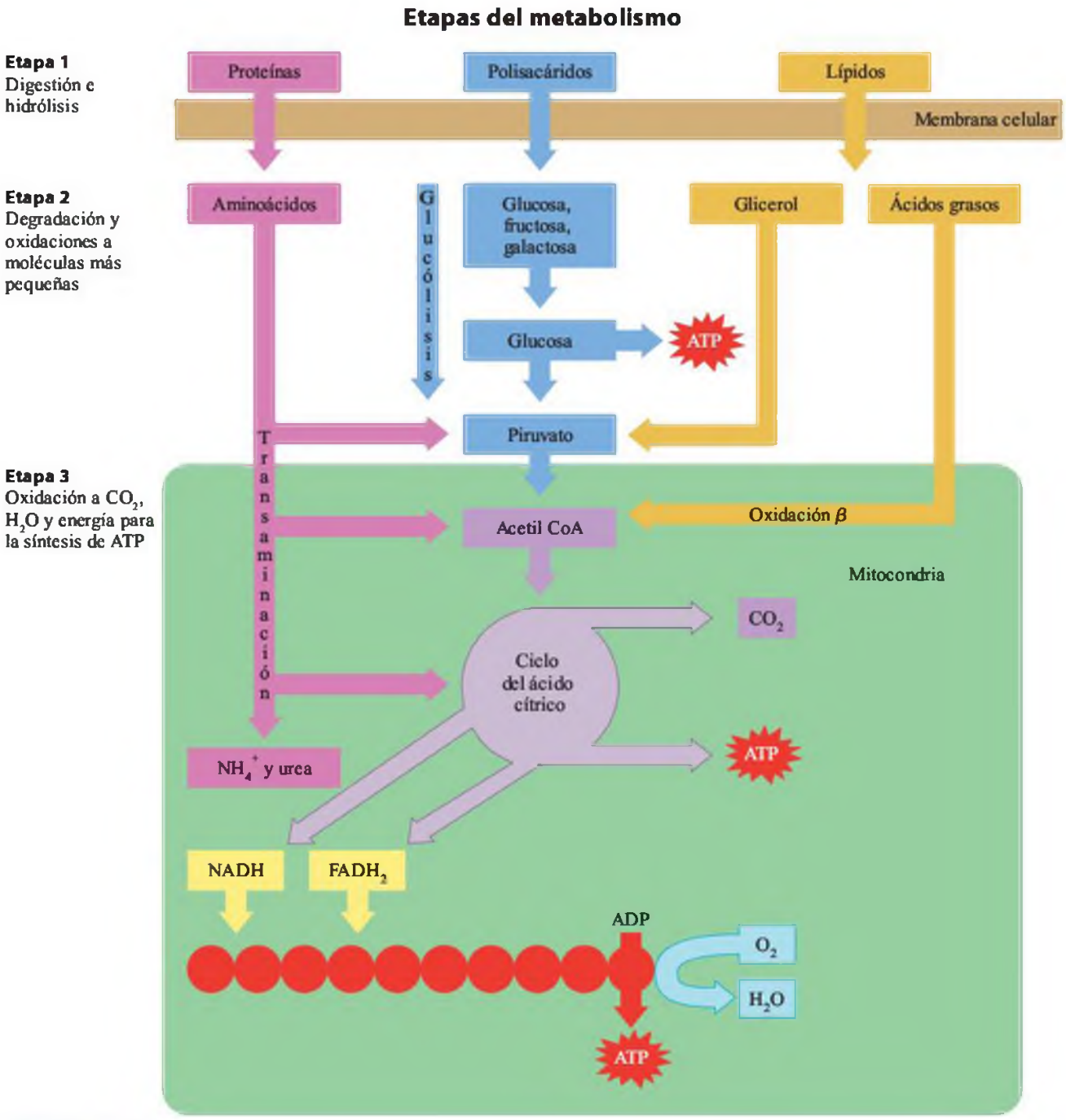


FIGURA 18.1 En las tres etapas del metabolismo catabólico los alimentos son digeridos y degradados a moléculas más pequeñas, que se oxidan para producir energía.
P ¿Dónde se encuentra la mayor parte de la energía ATP producida en las células?

la acetil CoA. La tercera etapa comienza con la oxidación de la acetil CoA en el ciclo del ácido cítrico, que produce varias coenzimas reducidas. Mientras las células tengan oxígeno, se transfieren protones y electrones de estas coenzimas al transporte electrónico, que es donde se produce la mayor parte de la energía celular.

Estructura celular y metabolismo

Para comprender la relación existente entre las distintas reacciones del metabolismo es necesario conocer los procesos metabólicos que tienen lugar en las células (fig. 18.2).

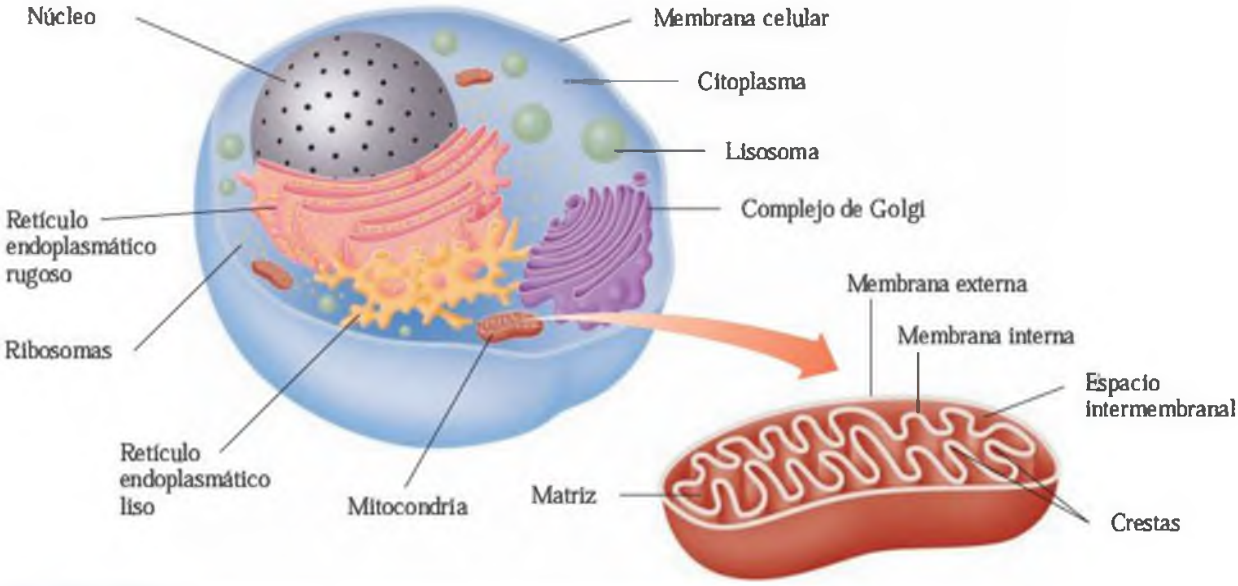


FIGURA 18.2 Diagrama de los componentes principales de una célula animal.
P ¿Que es el citoplasma de una célula?

En las células de los animales, una *membrana* separa los materiales que hay en el interior de la célula del medio acuoso que la rodea. El *núcleo* contiene los genes que controlan la replicación del ADN y la síntesis de proteínas de las células. El **citoplasma** es todo el material que hay entre el núcleo y la membrana celular. El **citosol**, que es la parte fluida del citoplasma, es una disolución acuosa de electrolitos y enzimas que cataliza muchas de las reacciones químicas celulares.

Dentro del citoplasma se encuentran las estructuras organizadas denominadas *orgánulos*, que llevan a cabo funciones específicas dentro de la célula. En el capítulo 17 estudiamos que la síntesis de proteínas tiene lugar en los *ribosomas*, mientras que la energía celular se produce en las **mitocondrias**. Una mitocondria consta de una membrana interna, una membrana externa y de un espacio intermembranal. La parte fluida que rodea la membrana interna es lo que se denomina *matriz*. Las enzimas que se encuentran en la matriz y alrededor de la membrana interna catalizan la oxidación de los hidratos de carbono, las grasas y los aminoácidos. Todas estas oxidaciones proporcionan CO_2, H_2O y energía, que se utiliza para producir compuestos que actúan de almacén energético. En la tabla 18.1 se resumen las funciones de los componentes celulares en células animales.

EJERCICIO RESUELTO 18.1

Metabolismo y estructura celular

Identifica las siguientes reacciones como catabólicas o anabólicas:

a. digestión de polisacáridos
b. síntesis de proteínas
c. oxidación de glucosa a CO_2 y H_2O

SOLUCIÓN

a. La rotura de moléculas grandes es una reacción catabólica.
b. La síntesis de moléculas grandes requiere energía y es un proceso anabólico.
c. La rotura de monómeros como la glucosa es un proceso catabólico.

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es la diferencia entre el citoplasma y el citosol?

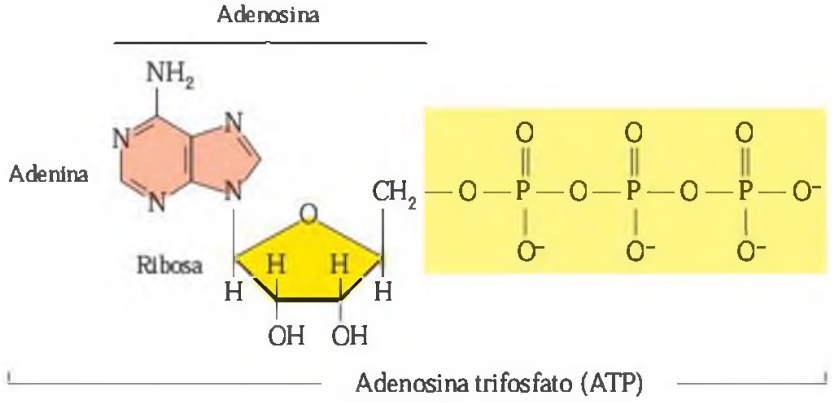
TABLA 18.1 Localización y funciones de los componentes de células animales

Componente	Descripción y función
Membrana celular	Separa el contenido de la célula del medio extracelular y contiene estructuras que se comunican con otras células
Citoplasma	Se trata de todo el contenido celular entre la membrana celular y el núcleo
Citosol	Es la parte fluida del citoplasma que contiene enzimas para llevar a cabo muchas de las reacciones químicas celulares
Retículo endoplasmático	En el de tipo rugoso se procesan proteínas para la secreción y la síntesis de fosfolípidos; en el de tipo liso se sintetizan grasas y esteroides
Complejo de Golgi	Modifica y secreta proteínas para el retículo endoplasmático y la síntesis de membranas celulares
Lisosoma	Contiene enzimas hidrolíticas que digieren y reciclan estructuras celulares antiguas
Mitocondria	Contiene las estructuras para la síntesis del ATP mediante reacciones de producción de energía
Núcleo	Contiene la información genética para la replicación del ADN y la síntesis de proteínas
Ribosoma	Es el lugar para la síntesis de proteínas empleando plantillas de mARN

ATP y energía

WEB TUTORIAL
ATP

La energía que se libera en la oxidación de los alimentos que comemos es empleada por nuestras células para la formación de unos compuesto de «elevada energía», denominados trifosfato de adenosina o *adenosina trifosfato* **(ATP).** La molécula de ATP se compone de la base nitrogenada adenina, del azúcar ribosa y de tres grupos fosfato. Cuando el ATP sufre una hidrólisis, los productos formados son moléculas de difosfato de adenosina o adenosina difosfato **(ADP),** un grupo fosfato que se representa por la abreviatura P_i y una liberación de energía de 7,3 kcal por molécula de ATP.



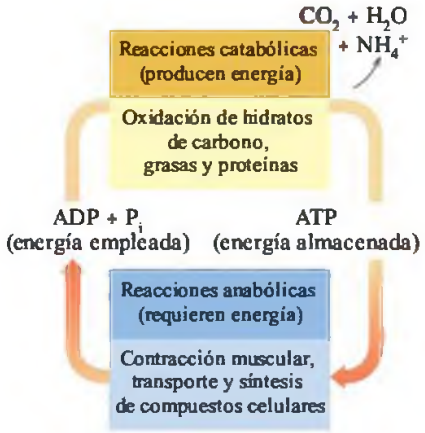
La reacción se puede formular como:

$$ATP + H_2O \longrightarrow ADP + P_i + 7{,}3 \text{ kcal/mol}$$

Cada vez que se contraen los músculos, cuando ciertas sustancias se desplazan a través de las membranas celulares, cuando se envían señales nerviosas o cuando se sintetiza una enzima, se está empleando energía que proviene de la hidrólisis del ATP. En una célula que está trabajando (procesos anabólicos) se pueden hidrolizar del orden de 1-2 millones de moléculas de ATP en un segundo. La cantidad de ATP hidrolizado en un día es equivalente a nuestra masa corporal, aunque en un momento dado solo hay alrededor de 1g de ATP en el conjunto de nuestras células.

Cuando comemos, las reacciones catabólicas proporcionan la energía para regenerar el ATP de nuestras células. En este proceso se emplean 7,3 kcal/mol para obtener ATP a partir de ADP y P_i.

$$ADP + P_i + 7{,}3 \text{ kcal/mol} \longrightarrow ATP$$

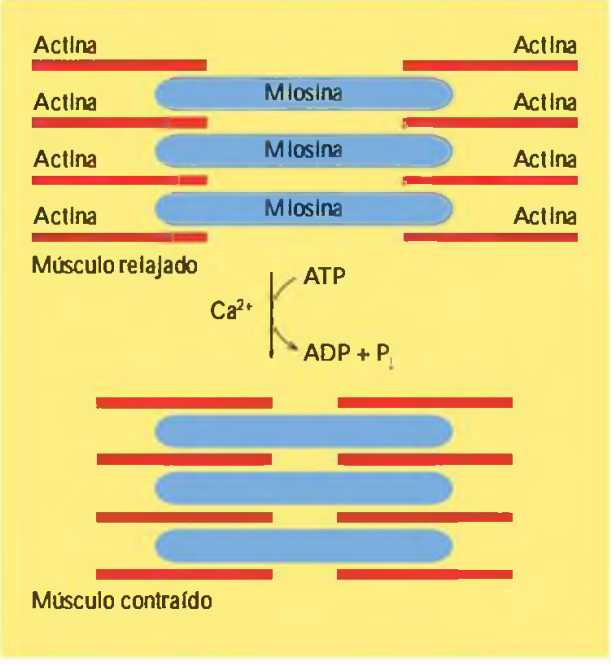


Química y salud

Energía ATP y Ca^{2+} necesarios para la contracción muscular

Nuestros músculos están formados por miles de fibras paralelas. Dentro de estas fibras musculares están las fibrillas, compuestas por dos tipos de proteínas diferentes, denominadas filamentos. Estos filamentos se disponen en filas o hileras alternadas, solapando los filamentos gruesos de miosina con los filamentos delgados, que contienen actina. Durante la contracción muscular, los filamentos delgados de actina se desplazan sobre los filamentos de miosina, causando el acortamiento de las fibras musculares.

El ión calcio (Ca^{2+}) y el ATP también desempeñan una importante función durante la contracción muscular. El aumento de la concentración de Ca^{2+} en las fibras musculares propicia que los filamentos se desplacen, mientras que un descenso de la misma genera el cese del proceso. Sin embargo, cuando un impulso nervioso alcanza el músculo, los canales de calcio en la membrana se abren, y los iones Ca^{2+} fluyen hacia el fluido que rodea los filamentos. Los músculos se contraen a medida que la miosina se une a la actina y se desplazan los filamentos hacia el interior. La energía para la contracción proviene de la hidrólisis del ATP en ADP y P_i. La contracción muscular continúa mientras los niveles de ATP y Ca^{2+} se mantengan elevados alrededor de los filamentos. Cuando el impulso nervioso cesa, los canales de Ca^{2+} se cierran. La concentración de Ca^{2+} desciende a medida que la energía del ATP elimina los iones Ca^{2+} de los filamentos, lo que hace que el músculo se relaje. En el *rigor mortis*, la concentración de Ca^{2+} sigue siendo alta en las fibras musculares y produce por tanto una rigidez continua. Pasadas 24 horas, desciende la concentración de Ca^{2+}, ya que las células se deterioran, y es entonces cuando el músculo se relaja.



EJERCICIO RESUELTO 18.2

Hidrólisis de ATP

Escribe la ecuación para la hidrólisis del ATP.

SOLUCIÓN

La hidrólisis del ATP produce ADP, P_i y energía.

$$ATP + H_2O \longrightarrow ADP + P_i + 7{,}3 \text{ kcal/mol}$$

¡AHORA TÚ!

¿Cuáles son los componentes de las moléculas de ATP?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Metabolismo y energía ATP

18.1 ¿Qué etapa del metabolismo implica la digestión de polisacáridos?

18.2 ¿Qué etapa del metabolismo convierte pequeñas moléculas en CO_2, H_2O y energía?

18.3 ¿Qué se entiende por una reacción catabólica en el metabolismo?

18.4 ¿Qué se entiende por una reacción anabólica en el metabolismo?

18.5 ¿Por qué se considera el ATP una molécula rica en energía?

18.6 ¿Cuánta energía se obtiene de la hidrólisis del ATP?

18.2 DIGESTIÓN DE ALIMENTOS

EL OBJETIVO ES...

conocer los lugares donde se produce la digestión y reconocer los compuestos obtenidos en la digestión de hidratos de carbono, triacilgliceroles y proteínas.

En la primera etapa del catabolismo se produce la **digestión** de alimentos, un proceso que convierte las moléculas grandes en moléculas más pequeñas que el organismo puede absorber.

Digestión de hidratos de carbono

La digestión de los hidratos de carbono se inicia con la masticación de los alimentos. La **amilasa**, una enzima producida en las glándulas salivales, hidroliza algunos de los enlaces α-glicosídicos de la amilosa y la amilopectina, formando maltosa, glucosa y los oligosacáridos denominados dextrinas, que contienen de 3 a 8 unidades de glucosa. Tras la deglución, los almidones parcialmente digeridos entran en el entorno ácido del estómago, donde el bajo pH hace que se detenga la digestión de los hidratos de carbono (fig. 18.3).

En el intestino delgado, que tiene un pH de alrededor de 8, una α-amilasa producida en el páncreas hidroliza los polisacáridos no degradados durante la masticación a maltosa y glucosa. Las enzimas producidas en las células de la mucosa del intestino delgado hidrolizan la maltosa, la lactosa y la sacarosa. Las reacciones de hidrólisis de estos disacáridos habituales en las dietas serían las siguientes:

$$\text{Lactosa} + H_2O \xrightarrow{\text{Lactasa}} \text{galactosa} + \text{glucosa}$$

$$\text{Sacarosa} + H_2O \xrightarrow{\text{Sacarasa}} \text{fructosa} + \text{glucosa}$$

$$\text{Maltosa} + H_2O \xrightarrow{\text{Maltasa}} \text{glucosa} + \text{glucosa}$$

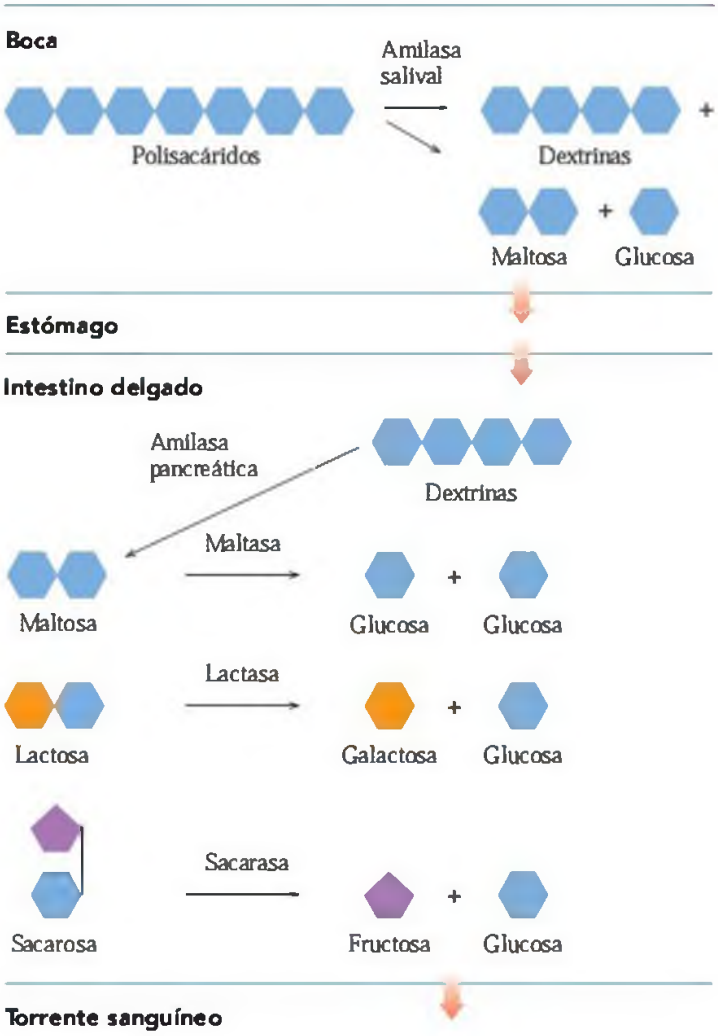


FIGURA 18.3 En la primera etapa del metabolismo, la digestión de hidratos de carbono comienza en la boca y se completa en el intestino delgado.

P ¿Por qué hay muy poca o ninguna digestión de hidratos de carbono en el estómago?

Los monosacáridos son absorbidos por las paredes intestinales y pasan al torrente sanguíneo, que los transporta hasta el hígado, donde la fructosa y la galactosa se convierten en glucosa.

Investiga tu entorno

Digestión de hidratos de carbono

1. Coge una galleta o un trozo de pan y mastícalo unos 4-5 minutos. Durante este periodo de tiempo, observa si se produce algún cambio de sabor.
2. Los productos y derivados lácteos de la gama Lactaid contienen la enzima lactasa, que es responsable de la digestión de la lactosa. Busca marcas de leche o helados que contengan Lactaid o la enzima lactasa.

PREGUNTAS

1a. ¿Cambia el sabor de una galleta o de un trozo de pan después de masticarlo durante varios minutos? ¿Cuál puede ser la explicación?

1b. ¿Qué parte de la digestión de los hidratos de carbono se produce en la boca?

2a. Escribe la ecuación para la digestión de la lactosa.

2b. ¿Dónde se produce la digestión de la lactosa?

EJERCICIO RESUELTO 18.3

Digestión de hidratos de carbono

Indica qué hidratos de carbono se digieren en los siguientes lugares:

a. boca **b.** estómago **c.** intestino delgado

SOLUCIÓN

a. Los almidones amilosa y amilopectina.
b. No se produce digestión de los hidratos de carbono en el estómago.
c. Dextrinas, maltosa, sacarosa y lactosa.

¡AHORA TÚ!

Describe el proceso de digestión de la amilosa, un polímero de moléculas de glucosa conectadas por enlaces α-glicosídicos.

Digestión de grasas

La digestión de las grasas ingeridas en las comidas empieza en el intestino delgado, donde los agregados hidrofóbicos de grasa se mezclan con las sales biliares producidas por la vesícula biliar. En el proceso denominado *emulsificación,* las sales biliares rompen los agregados grasos en partículas menores, que se conocen como micelas. Las *lipasas pancreáticas* liberadas por el páncreas hidrolizan los triacilgliceroles de las micelas, y se obtienen monoacilgliceroles y ácidos grasos libres. Estos productos de la digestión son absorbidos por la pared intestinal, donde se recombinan para formar triacilgliceroles recubiertos con proteínas, que son las lipoproteínas denominadas *quilomicrones.* Los quilomicrones trasladan los triacilgliceroles a través del sistema linfático y al torrente sanguíneo, para que se distribuyan a las células cardiacas, al músculo y al tejido adiposo (fig. 18.4). En las células, las enzimas hidrolizan los triacilgliceroles, dando glicerol y ácidos grasos libres, que pueden emplearse para la producción de energía. La ecuación global para la digestión de los triacilgliceroles sería la siguiente:

$$\text{Triacilgliceroles} + 3H_2O \xrightarrow{\text{Lipasa}} \text{glicerol} + 3 \text{ ácidos grasos}$$

EJERCICIO RESUELTO 18.4

Grasas y digestión

Indica los lugares, las enzimas y los productos de la digestión de triacilgliceroles.

SOLUCIÓN

La digestión de los triacilgliceroles tiene lugar en el intestino delgado, donde las lipasas pancreáticas catalizan su hidrólisis a monoacilgliceroles y ácidos grasos.

¡AHORA TÚ!

¿Qué les sucede a los productos de la digestión de los triacilgliceroles en la membrana del intestino delgado?

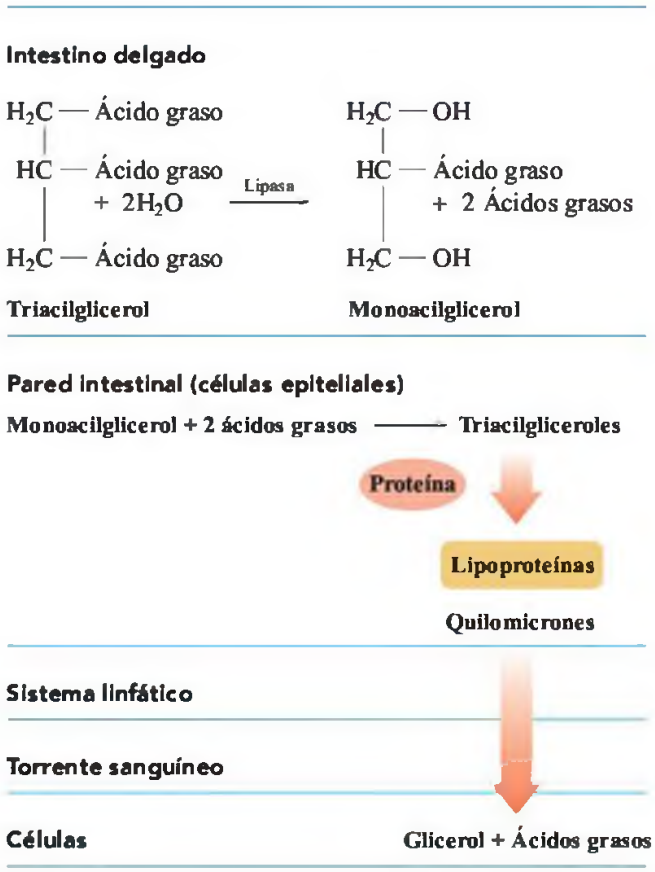


FIGURA 18.4 Los triacilgliceroles que se vuelven a formar en la pared intestinal se unen a las proteínas para ser transportados a las células a través del sistema linfático y la sangre.
P ¿Qué tipo de enzimas son secretadas por el páncreas al intestino delgado para hidrolizar a los triacilgliceroles?

Los productos de digestión de las grasas, el glicerol y los ácidos grasos se difunden al torrente sanguíneo y se unen a las proteínas del plasma (albúmina) para ser transportados a los tejidos. La mayor parte del glicerol va al hígado, donde se convierte en glucosa.

Digestión de proteínas

En una primera etapa, la digestión de proteínas se inicia en el estómago, donde el ácido clorhídrico (HCl) —con un pH 2— desnaturaliza las proteínas y activa las enzimas, como la pepsina, que comienza a hidrolizar los enlaces peptídicos. Los polipéptidos se desplazan del estómago al intestino delgado, donde la tripsina y la quimotripsina completan la hidrólisis de los péptidos a aminoácidos. Los aminoácidos son absorbidos por las paredes intestinales y pasan al torrente sanguíneo para ser transportados a las células (fig. 18.5).

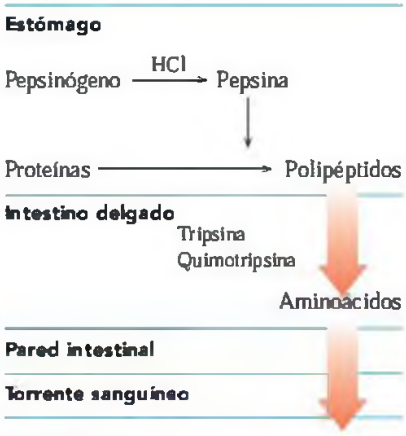


FIGURA 18.5 Las proteínas son hidrolizadas a polipéptidos en el estómago y a aminoácidos en el intestino delgado.
P ¿Qué enzima secretada en el intestino delgado hidroliza los péptidos?

EJERCICIO RESUELTO 18.5

Digestión de proteínas

Indica los lugares y los productos finales de la digestión de proteínas.

SOLUCIÓN

La digestión de proteínas comienza en el estómago y se completa en el intestino delgado, donde se obtienen aminoácidos.

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es la función del HCl en el estómago?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Digestión de alimentos

18.7 ¿Cuál es el tipo de reacción general que se produce durante la digestión de hidratos de carbono?

18.8 ¿Por qué la α-amilasa se produce en las glándulas salivales y en el páncreas?

18.9 Completa las siguientes reacciones rellenando los espacios:

a. _____ + H_2O ⟶ galactosa + glucosa
b. Sacarosa + H_2O ⟶ _____ + _____
c. Maltosa + H_2O ⟶ _____ + _____

18.10 Indica el lugar donde tienen lugar las reacciones del problema 18.9, así como las enzimas que catalizan cada proceso.

18.11 ¿Cuál es la función de las sales biliares en la digestión de los lípidos?

18.12 ¿Cómo se transportan a los tejidos los triacilgliceroles insolubles en medio acuoso?

18.13 ¿En qué parte del organismo se digieren las proteínas ingeridas en la dieta?

18.14 ¿Cuál es el objetivo de la primera etapa de la digestión?

18.3 COENZIMAS DE INTERÉS Y PROCESOS METABÓLICOS

EL OBJETIVO ES...

identificar los componentes y las funciones de las coenzimas FAD, NAD^+ y coenzima A.

Antes de comenzar el estudio de las reacciones metabólicas que producen energía a partir de los alimentos digeridos, vamos a repasar algunas ideas acerca de las reacciones de oxidación y de reducción (capítulos 5 y 12). Una reacción de *oxidación* implica la pérdida de hidrógeno o de electrones en una sustancia. Cuando una enzima cataliza un proceso de oxidación, los átomos de hidrógeno de la sustancia que se oxida se eliminan como protones, $2H^+$, y también se produce la pérdida de electrones, $2e^-$.

$$\text{2 átomos de H (eliminados en la oxidación)} \longrightarrow 2H^+ + 2e^-$$

La *reducción* es la ganancia de átomos de hidrógeno o de electrones. Cuando una coenzima acepta protones y electrones, esta se reduce. En el capítulo 16 estudiamos que la estructura de muchas coenzimas incluye las vitaminas hidrosolubles B que se obtienen de los alimentos que ingerimos; a continuación veremos las estructuras de diferentes coenzimas de interés en sus formas oxidadas y reducidas.

NAD^+

El dinucleótido de nicotinamida adenina o nicotinamida adenina dinucleótido (NAD^+), es una importante coenzima en la que la vitamina *niacina* proporciona el grupo *nicotinamida,* que se une a la adenosina difosfato (ADP) (fig. 18.6). La coenzima NAD^+ participa en las reacciones de formación de enlaces dobles carbono-oxígeno (C═O), como la oxidación de alcoholes a aldehídos y cetonas. El NAD^+ se reduce cuando el carbono de la nicotinamida acepta un protón y dos electrones, quedando otro protón libre. Por ejemplo, la reacción de oxidación del etanol a acetaldehído tiene lugar en el hígado en presencia de NAD^+.

Reacción de oxidación-reducción global

$$\underset{\text{Etanol}}{CH_3{-}CH_2{-}OH} + NAD^+ \xrightarrow[\text{deshidrogenasa}]{\text{Alcohol}} \underset{\text{Acetaldehído}}{CH_3{-}\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}{-}H} + NADH + H^+$$

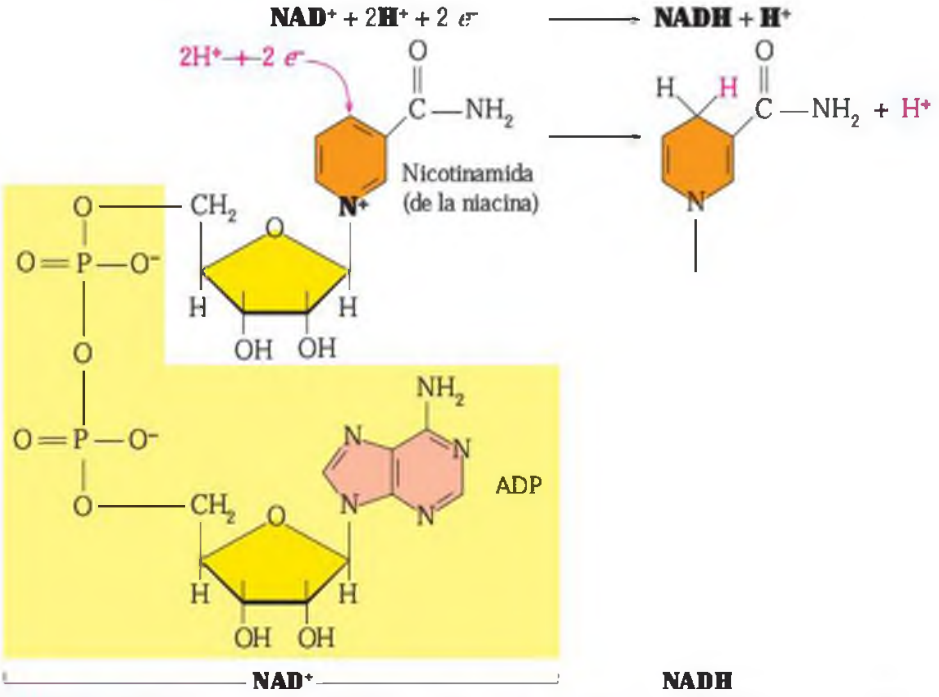
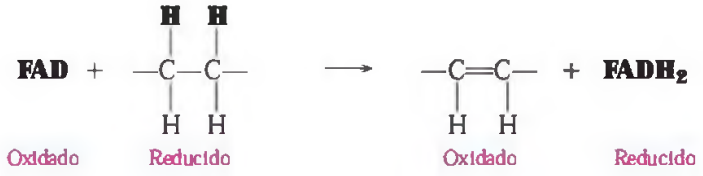


FIGURA 18.6 La coenzima NAD^+ (nicotinamida adenina dinucleótido), que consiste en un fragmento de nicotinamida de la vitamina niacina, ribosa y adenosina difosfato, se reduce a $NADH + H^+$.

P ¿Por qué se considera que la conversión de NAD^+ a $NADH + H^+$ es una reducción?

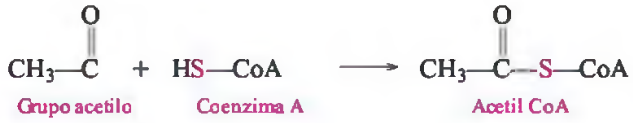
FAD

El dinucleótido de flavina adenina, o flavina adenina dinucleótido **(FAD),** es una coenzima que contiene adenosina difosfato (ADP) y riboflavina. La riboflavina, también conocida como vitamina B_2, está formada por ribitol (polialcohol derivado de la ribosa) y flavina. Cuando actúa como coenzima, los dos átomos de nitrógeno de la parte de la flavina aceptan el hidrógeno, que reduce el FAD a $FADH_2$ (fig. 18.7). El FAD participa en reacciones de oxidación que conducen a la formación de enlaces dobles carbono-carbono (C=C).



Coenzima A

La **coenzima A (CoA)** está formada por varios componentes, como el ácido pantoténico (vitamina B_5), el adenosina difosfato (ADP) y el aminoetanotiol (fig. 18.8). Una de las muchas funciones de la coenzima A es preparar grupos pequeños, como el grupo acetilo, para la acción enzimática.



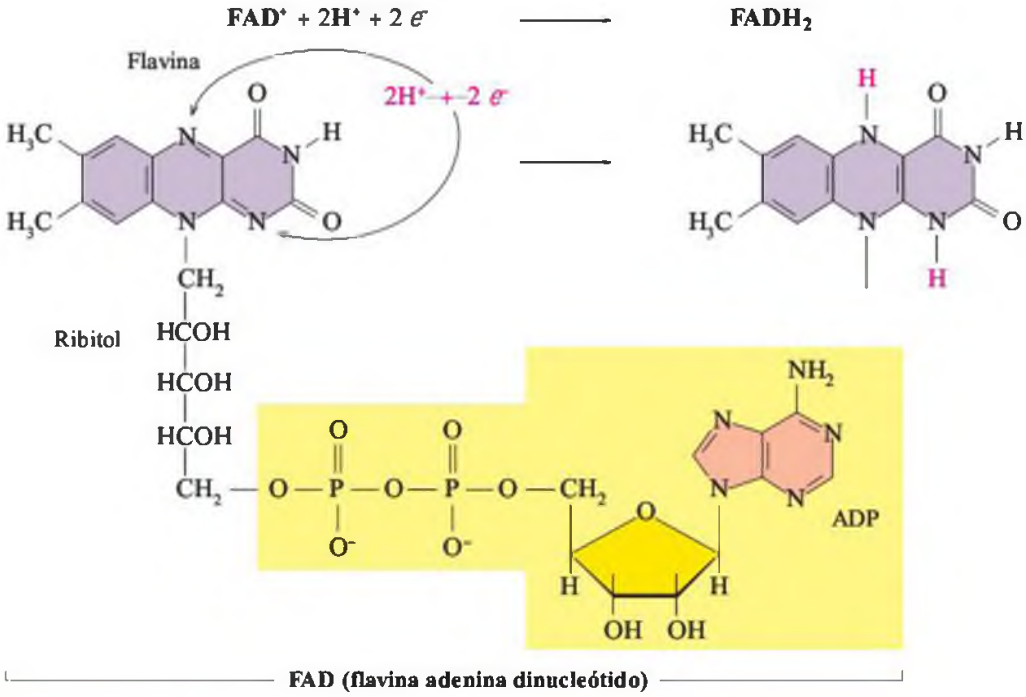


FIGURA 18.7 La coenzima FAD (flavina adenina dinucleótido), formada por riboflavina (vitamina B_2) y adenina difosfato (ADP), se reduce a $FADH_2$.
P ¿En qué tipo de reacción el FAD acepta hidrógeno?

EJERCICIO RESUELTO 18.6

Coenzimas en los procesos metabólicos

¿Qué vitamina forma parte de la coenzima FAD?

SOLUCIÓN

El FDA, flavina adenina dinucleótido, contiene la vitamina riboflavina.

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es la sigla para la forma reducida del FAD?

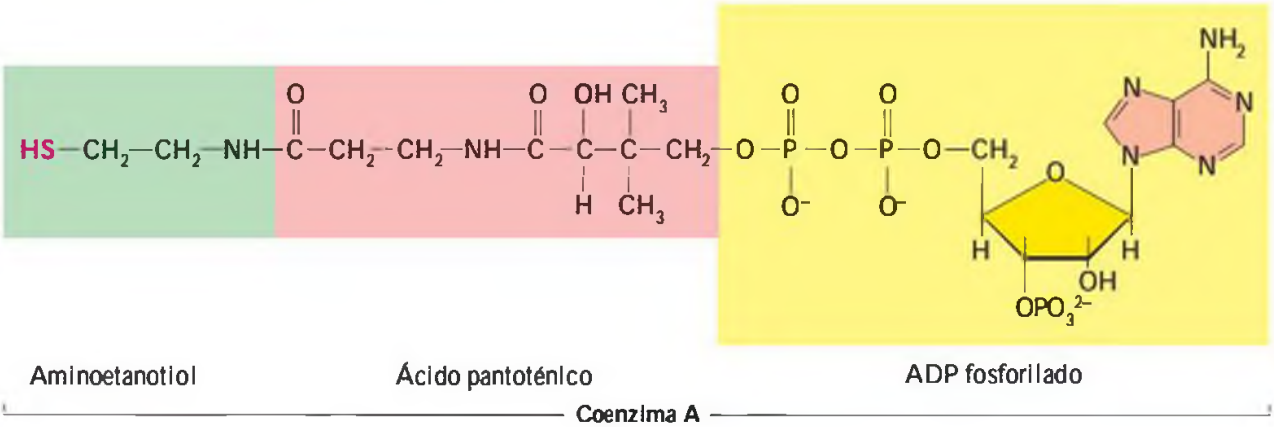


FIGURA 18.8 La coenzima A es un derivado de adenina difosfato (ADP) fosforilado y el ácido pantoténico conectado, vía enlace amida, a un aminoetanotiol, en el que queda libre el grupo —SH como parte reactiva de la molécula.
P ¿Qué parte de la coenzima A reacciona con el grupo acetilo?

Química y salud

Intolerancia a la lactosa

La lactosa es el disacárido presente en la leche, que es hidrolizado por la *lactasa* del tracto intestinal en monosacáridos de los que se obtiene la energía. Los bebés y los niños pequeños producen la lactasa, que permite llevar a cabo la digestión de la lactosa. No es habitual que un niño sea incapaz de producir lactasa, pero, a medida que se va envejeciendo, desciende la producción de lactasa, lo que causa que algunas personas presenten intolerancia a la lactosa. En el caso de la población norteamericana se ha observado que aproximadamente un 25% de los adultos presentan esta carencia. Aunque es un problema detectado a nivel mundial, en EE. UU. la deficiencia de lactasa es más acusada que entre los afroamericanos, los hispanos y la población asiática.

Cuando la lactosa no se hidroliza a glucosa y galactosa, las paredes intestinales no pueden absorberla y permanece en el tracto intestinal. En los intestinos, la lactosa fermenta y se producen ácido acético y gases como el metano (CH_4) y el CO_2. Los síntomas característicos de intolerancia a la lactosa son las náuseas, los calambres abdominales y la diarrea que se observan al cabo de 1/2 o 1 h de haber ingerido leche o derivados lácteos. La gravedad de los síntomas depende de la cantidad de lactosa en el alimento ingerido y de la cantidad de lactasa que sea capaz de producir cada persona en cuestión.

TRATAMIENTO DE LA INTOLERANCIA A LA LACTOSA

Una manera de reducir el efecto que puede provocar la lactosa en el organismo es disminuir su ingesta, aunque es importante consumir alimentos que sean fuente de calcio para el organismo. Muchas personas con intolerancia a la lactosa toleran sin embargo los yogures, que suponen un buen aporte de calcio. Aunque los yogures contienen lactosa, sus bacterias producen algo de lactasa, y esta ayuda a digerir la lactosa. Conviene que las personas con intolerancia a la lactosa se informen sobre la existencia de otros alimentos, que, aunque podrían ser considerados como no esenciales, contienen lactosa (por ejemplo: la bollería, los cereales, los zumos y bebidas para el desayuno, los aderezos para ensaladas e incluso la carne).

Hoy en día, la enzima lactasa se puede conseguir a través de varios medios: suplementos nutricionales que se toman con las comidas, gotas que se añaden a la leche o aditivos en muchos productos de consumo diario. Cuando se añade lactasa a la leche y se deja en la nevera durante 24 horas, el nivel de lactosa se reduce en un 70-90%. Las pastillas de lactasa y los comprimidos masticables deben consumirse, en caso de intolerancia, justo antes de comer algún alimento que pueda contener lactosa. Si estos comprimidos se toman mucho antes de las comidas, la mayoría de la lactasa será degradada por el ácido del estómago, y si se toman después de la comida, la lactosa ya habrá alcanzado el intestino delgado.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Coenzimas de interés y procesos metabólicos

18.15 Escribe las siglas que se corresponden con las siguientes descripciones:
a. la forma reducida del NAD^+
b. la forma oxidada del $FADH_2$

18.16 Escribe las siglas que se corresponden con las siguientes descripciones:
a. la forma reducida del FAD
b. la forma oxidada del NADH

18.17 ¿Qué coenzima acepta hidrógeno cuando se forma un enlace doble carbono-carbono?

18.18 ¿Qué coenzima acepta hidrógeno cuando se forma un enlace doble carbono-oxígeno?

18.4 GLUCÓLISIS: OXIDACIÓN DE LA GLUCOSA

EL OBJETIVO ES...

describir la conversión de la glucosa a piruvato en la glucólisis y el proceso posterior de transformación del piruvato en acetil CoA o lactato.

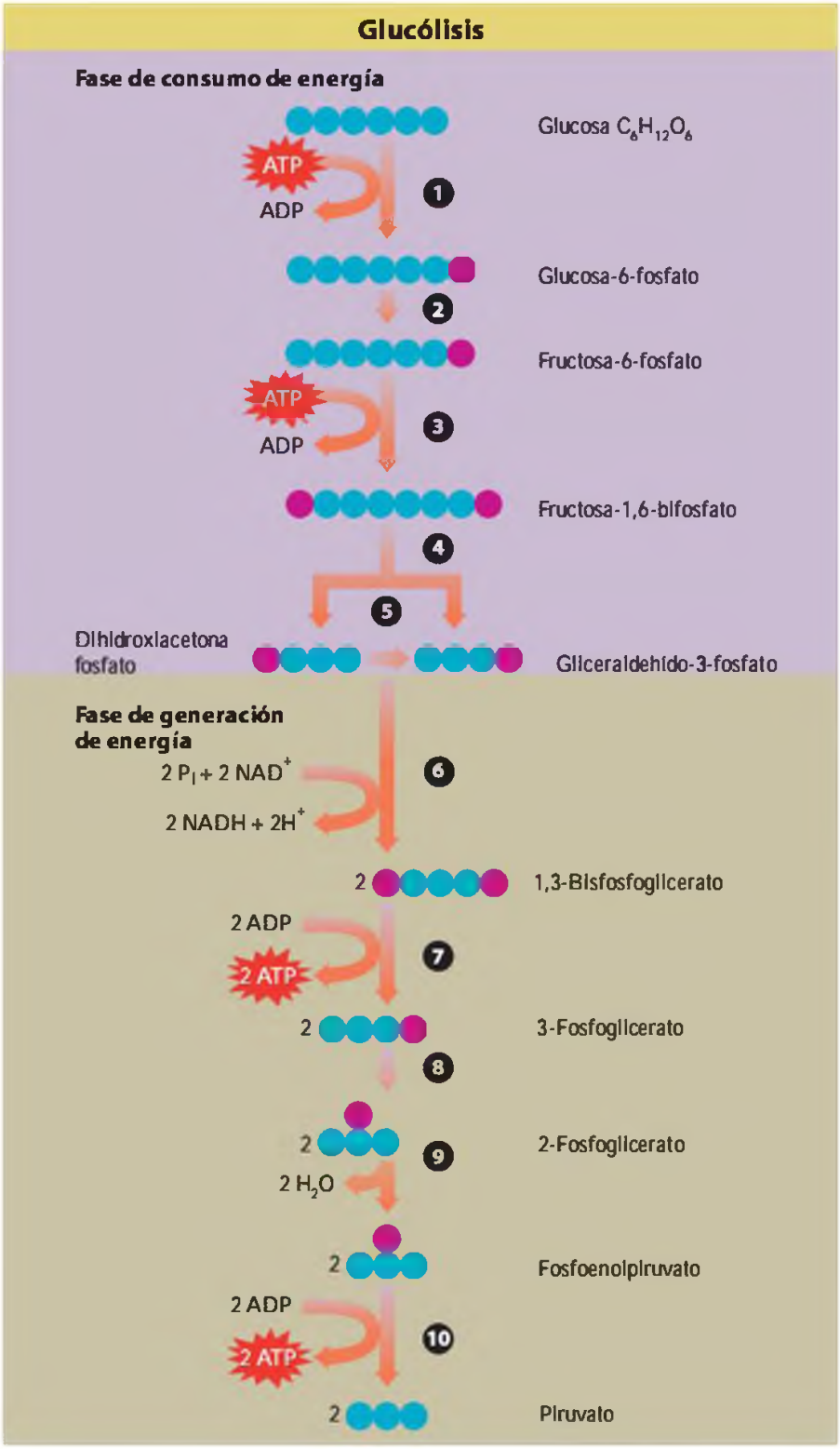
La mayor fuente de energía de la que disponemos es la glucosa, que se obtiene bien de la digestión de los polisacáridos ingeridos en la dieta, bien del glucógeno, un polisacárido almacenado en el hígado y en el músculo esquelético. La glucosa del torrente sanguíneo llega a las células, donde se inicia el proceso de degradación conocido como glucólisis. Mucho antes de que existiera oxígeno en la atmósfera de la tierra, los organismos más primitivos empleaban las glucólisis para producir energía a partir de nutrientes sencillos. La glucólisis es un proceso **anaeróbico**, que no precisa oxígeno.

WEB TUTORIAL
Glycolysis

En la **glucólisis**, que es uno de los procesos metabólicos de la segunda etapa del metabolismo, la molécula de glucosa (con 6 átomos de carbono) se convierte en 2 moléculas de piruvato, con 3 átomos de carbono cada una de ellas. En las primeras 5 reacciones (1-5), la energía de 2 moléculas de ATP se emplea para añadir grupos fosfato y formar fosfatos de azúcares. En las reacciones 4 y 5, los fosfatos de azúcares que contienen 6 átomos de carbono se rompen, produciendo fosfatos de azúcares de 3 átomos de carbono. En las últimas 5 reacciones (6-10), se producen 4 moléculas de ATP cuando los grupos fosfato de las triosas formadas son hidrolizados (fig. 18.9).

FIGURA 18.9 En la glucólisis, la molécula de glucosa de 6 átomos de carbono se degrada y produce 2 moléculas de piruvato de 3 átomos de carbono cada una de ellas. El balance neto es la producción de 2 moléculas de ATP y 2 moléculas de NADH.

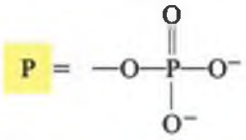
P ¿En qué momento de la glucólisis se rompe la glucosa para formar 2 compuestos con 3 átomos de carbono?

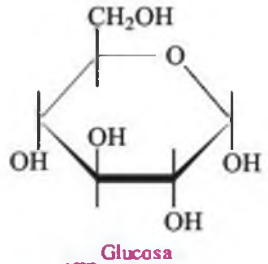


Fase de consumo de energía: reacciones 1-5

Reacción 1 Fosforilación: aporte de una molécula de ATP

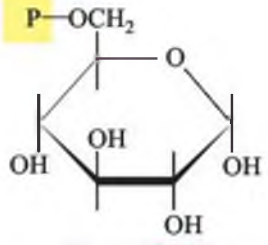
La glucosa se convierte en glucosa-6-fosfato mediante la transferencia de un grupo fosfato del ATP, una reacción catalizada por la *hexoquinasa*.





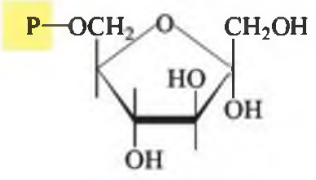
Reacción 2 Isomerización

La enzima *fosfoglucoisomerasa* convierte la glucosa-6-fosfato —una aldosa— en la fructosa-6-fosfato —una cetosa—.



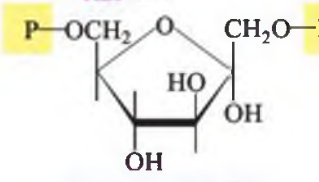
Reacción 3 Fosforilación: aporte de una segunda molécula de ATP

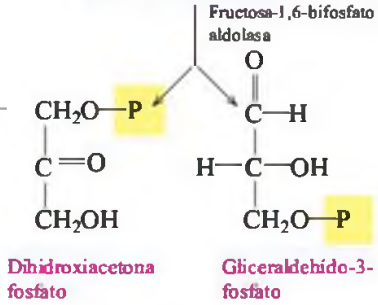
Una segunda molécula de ATP reacciona con la fructosa-6-fosfato formando fructosa-1,6-bifosfato. La palabra *bifosfato* se emplea para indicar que los grupos fosfato se encuentran en diferentes carbonos de la fructosa, y no conectados el uno al otro.



Reacción 4 Fragmentación: formación de 2 triosas

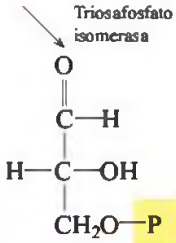
La fructosa-1,6-bifosfato se fragmenta formando 2 triosas, la dihidroxiacetona fosfato y el gliceraldehído-3-fosfato. El proceso está catalizado por la *aldolasa*.





Reacción 5 Isomerización de una de las triosas

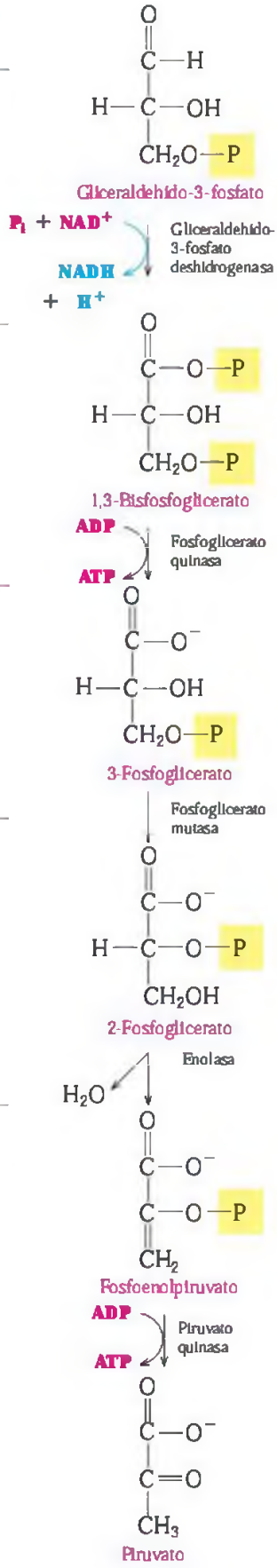
En esta reacción, la *triosafosfato isomerasa* convierte una de las triosas, la dihidroxiacetona fosfato, en una segunda molécula de gliceraldehído-3-fosfato. Los 6 átomos de carbono de la glucosa se convierten por tanto en 2 fosfato triosas idénticas.



Fase de producción de energía: reacciones 6-10

Reacción 6 Primer compuesto rico en energía

Si consideramos ahora las reacciones 6 a 10, estas tienen lugar a partir de los 2 compuestos con 3 átomos de carbono sintetizados a partir de la glucosa. En la reacción 6, el grupo aldehído del gliceraldehído-3-fosfato es oxidado y fosforilado por la *gliceraldehído-3-fosfato deshidrogenasa*. El producto que se obtiene es un compuesto rico en energía, el 1,3-bisfosfoglicerato. En esta reacción, la coenzima NAD^+ se reduce a NADH y H^+.



Reacción 7 Formación de la primera molécula de ATP

A continuación, la *fosfoglicerato quinasa* transfiere un grupo fosfato del 1,3-bifosfato de gliceraldehído al ADP para formar ATP. Esta manera de obtener ATP se denomina fosforilación a nivel de sustrato. En esta etapa de la glucólisis, la reacción de 2 moléculas de 1,3-bisfosfoglicerato permite recuperar las 2 moléculas de ATP invertidas en las reacciones 1 y 3.

Reacción 8 Formación de 2-fosfoglicerato

La *fosfoglicerato mutasa* transfiere un grupo fosfato del carbono 3 del 3-fosfoglicerato al carbono 2, y se forman 2 moléculas de 2-fosfoglicerato.

Reacción 9 Segundo compuesto rico en energía

Una *enolasa* cataliza la eliminación de agua de 2 moléculas de fosfoglicerato, de manera que se forman 2 moléculas de fosfoenolpiruvato, que son ricas en energía.

Reacción 10 Formación de una segunda molécula de ATP

En una segunda fosforilación a nivel de sustrato, la *piruvato quinasa* transfiere un grupo fosfato de 2 fosfoenolpiruvatos a 2 ADP, y se forman 2 moléculas de piruvato y 2 moléculas de ATP.

Visión general de la glucólisis

En la ruta metabólica de la glucólisis, la glucosa se convierte en 2 moléculas de piruvato. En las etapas iniciales, se requieren 2 moléculas de ATP para formar fosfatos de azúcar. En reacciones posteriores, se generan 4 moléculas de ATP, lo que da un balance total de 2 moléculas de ATP producidas en la glucólisis. En conjunto, la glucólisis forma 2 moléculas de ATP y 2 de NADH por cada glucosa que se convierte en 2 piruvatos.

$$\underset{\text{Glucosa}}{C_6H_{12}O_6} + 2\,NAD^+ \xrightarrow{2\,ADP + 2\,P_i \;\rightarrow\; 2\,ATP} \underset{\text{Piruvato}}{2\,CH_3{-}\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}{-}COO^-} + 2\,NADH + 4H^+$$

EJERCICIO RESUELTO 18.7

Glucólisis

¿Cuáles son las reacciones de la glucólisis que generan ATP?

SOLUCIÓN

El ATP se produce cuando los grupos fosfato son transferidos directamente a moléculas de ADP desde el 1,3-bisfosfoglicerato (7) y el fosfoenolpiruvato (10).

¡AHORA TÚ!

Si en la glucólisis se producen 4 moléculas de ATP, ¿por qué el balance global es de 2 moléculas de ATP?

Rutas para el piruvato

El piruvato que se obtiene a partir de la glucosa puede entrar en otras rutas para seguir generando energía en el organismo. Las vías disponibles dependen de la cantidad de oxígeno presente en las células: en condiciones **aeróbicas,** el oxígeno convierte el piruvato en acetil coenzima A (CoA). Cuando los niveles de oxígeno son bajos, el piruvato se reduce a lactato.

Condiciones aeróbicas

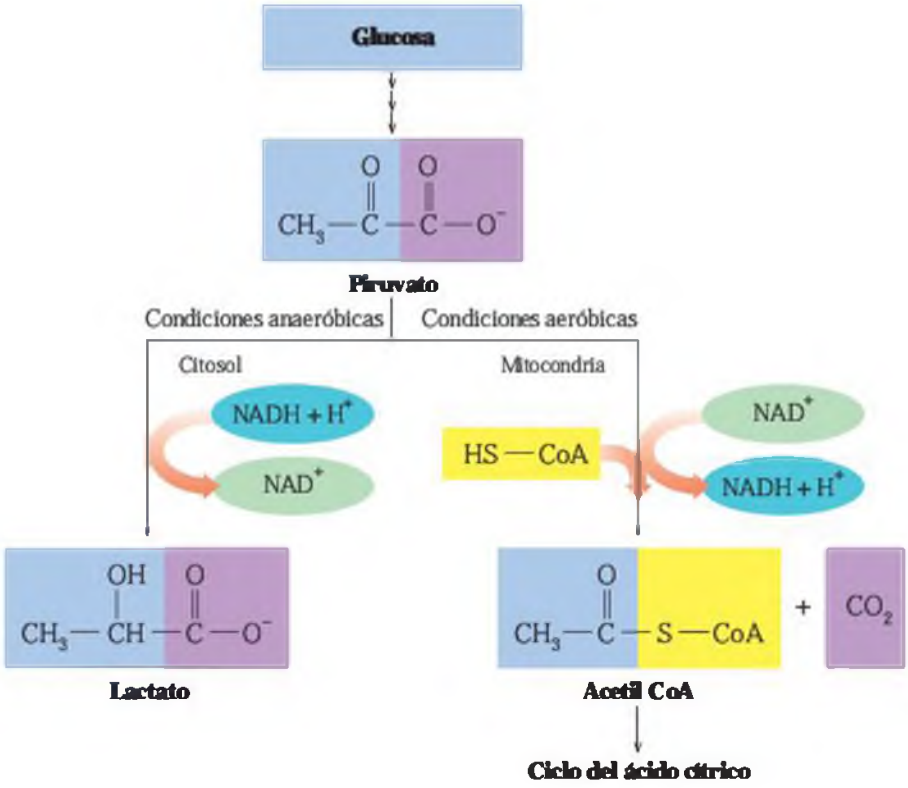
En la glucólisis se generan 2 moléculas de ATP cuando la glucosa se convierte en piruvato, pero aún es posible obtener más energía. Cuando los niveles de oxígeno en las células son elevados, se obtiene mucha más energía de la glucosa. En condiciones aeróbicas, el piruvato se oxida, eliminándose un átomo de carbono en forma de CO_2. La coenzima NAD^+ es necesaria en este proceso de oxidación. El compuesto de 2 átomos de carbono resultante se une a la CoA, produciendo **acetil CoA,** un importante intermedio en muchos procesos metabólicos (fig. 18.10).

$$\underset{\text{Piruvato}}{CH_3{-}\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}{-}\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}{-}O^-} + HS{-}CoA + NAD^+ \xrightarrow[\text{deshidrogenasa}]{\text{Piruvato}} \underset{\text{Acetil CoA}}{CH_3{-}\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}{-}S{-}CoA} + CO_2 + NADH$$

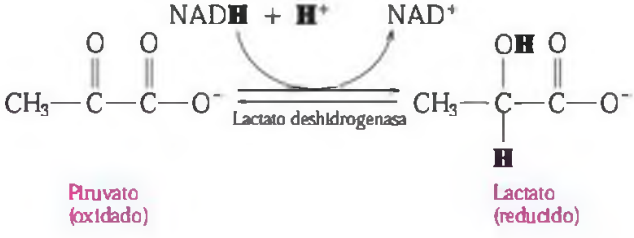
Condiciones anaeróbicas

Cuando se realiza un gran esfuerzo físico, las reservas de oxígeno en las células musculares decaen bruscamente, y en estas condiciones anaeróbicas el piruvato se reduce a lactato. En

FIGURA 18.10 El piruvato se convierte en acetil CoA en condiciones aeróbicas y en lactato en condiciones anaeróbicas.
P Durante un ejercicio intenso, ¿cuánto lactato se acumula en los músculos?



la reducción se produce NAD^+, que se emplea para oxidar más gliceraldehído-3-fosfato en la glucólisis, lo que proporciona una pequeña cantidad de ATP, necesaria como reserva energética.



La acumulación de lactato hace que los músculos se fatiguen rápidamente, y que aparezca la sensación de dolor. Después del ejercicio, se sigue respirando a mayor velocidad de la normal por un corto espacio de tiempo para recuperar el oxígeno consumido durante el ejercicio. La mayor parte del lactato se transporta al hígado, donde se vuelve a convertir en piruvato. En condiciones anaeróbicas, la única producción de ATP en la glucólisis proviene de las etapas en las que se fosforila ADP, obteniéndose un balance neto de tan solo 2 moléculas de ATP.

$$\underset{\text{Glucosa}}{C_6H_{12}O_6} + 2\ ADP + 2\ P_i \longrightarrow 2\ \underset{\text{Lactato}}{CH_3-CH(OH)-COO^-} + 2\ ATP$$

Las bacterias también convierten el piruvato en lactato en condiciones anaeróbicas. En la preparación de platos como el *kimchee* y el *chucrut*, la col se cubre de sal, y las bacterias fermentan sus azúcares convirtiéndolos en lactato. El ambiente ácido evita la proliferación de otras bacterias. La salmuera en la que se conservan los pepinillos o las aceitunas tiene una función similar. Cuando a la leche se le añaden cultivos de bacterias que producen lactato, el ácido desnaturaliza las proteínas de la leche y se forman yogures o cuajadas.

EJERCICIO RESUELTO 18.8

Destinos del piruvato

Indica si los siguientes productos, obtenidos a partir del piruvato, se producen en condiciones aeróbicas o anaeróbicas:

a. acetil CoA **b.** lactato

SOLUCIÓN

a. condiciones aeróbicas **b.** condiciones anaeróbicas

¡AHORA TÚ!

Después de un ejercicio intenso, el lactato se oxida a piruvato empleando NAD^+ en un proceso catalizado por la lactato deshidrogenasa. Formula la reacción indicada.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Glucólisis: Oxidación de la glucosa

18.19 ¿Cuál es el compuesto con el que se inicia la glucólisis?

18.20 ¿Cuál es el producto final de la glucólisis?

18.21 ¿Cómo se emplea el ATP en las etapas iniciales de la glucólisis?

18.22 ¿Cuántas moléculas de ATP se emplean en las etapas iniciales de la glucólisis?

18.23 ¿Cómo se produce ATP en la glucólisis con la fosforilación a nivel de sustrato?

18.24 ¿Por qué se forman 2 moléculas de ATP por molécula de glucosa?

18.25 ¿Cuántas moléculas de ATP o NADH se producen (o requieren) en las siguientes etapas de la glucólisis?
a. conversión de glucosa en glucosa-6-fosfato
b. conversión del gliceraldehído-3-fosfato en 1,3-bisfosfoglicerato
c. conversión de glucosa en piruvato

18.26 ¿Cuántas moléculas de ATP o NADH se producen (o requieren) en las siguientes etapas de la glucólisis?
a. conversión de 1,3-bisfosfoglicerato en 3-fosfoglicerato
b. conversión de fructosa-6-fosfato en fructosa-1,6-bifosfato
c. conversión de fosfoenolpiruvato en piruvato

18.27 ¿Qué condiciones son necesarias en la célula para que el piruvato se convierta en acetil CoA?

18.28 ¿Qué coenzimas son necesarias para la oxidación del piruvato a acetil CoA?

18.29 Formula la reacción global para la conversión del piruvato en acetil CoA.

18.30 ¿En qué se convierte el piruvato en condiciones anaeróbicas?

18.31 ¿Cómo influye la formación de lactato para que la glucólisis continúe en condiciones anaeróbicas?

18.32 Después de correr una maratón, un corredor tiene dolores y calambres musculares. ¿Qué puede suceder en las células musculares para que se sienta así?

18.5 CICLO DEL ÁCIDO CÍTRICO

EL OBJETIVO ES...

describir, en el ciclo del ácido cítrico, la oxidación de la acetil CoA.

En el proceso central del metabolismo, la acetil CoA obtenida en la degradación de hidratos de carbono, lípidos y proteínas es empleada en el ciclo del ácido cítrico, o ciclo de Krebs. El **ciclo del ácido cítrico** consiste en una serie de reacciones de degradación de la acetil CoA que conducen a la obtención de CO_2, NADH + H^+ y $FADH_2$.

Reacciones del ciclo del ácido cítrico

En el ciclo del ácido cítrico se producen un total de 8 reacciones, que se pueden dividir en 2 etapas. En la primera etapa, el grupo acetilo (con 2 átomos de carbono) se une al oxalacetato (con 4 átomos de carbono) para producir citrato (fig. 18.11). A continuación, 2 reacciones de descarboxilación consecutivas eliminan 2 átomos de carbono en forma de CO_2, con lo que se obtiene un compuesto con 4 átomos de carbono. En la segunda etapa del ciclo del ácido cítrico, el compuesto de 4 átomos de carbono obtenido se vuelve a convertir en oxalacetato, que se une a otra molécula de acetil CoA y entra de nuevo en el proceso cíclico.

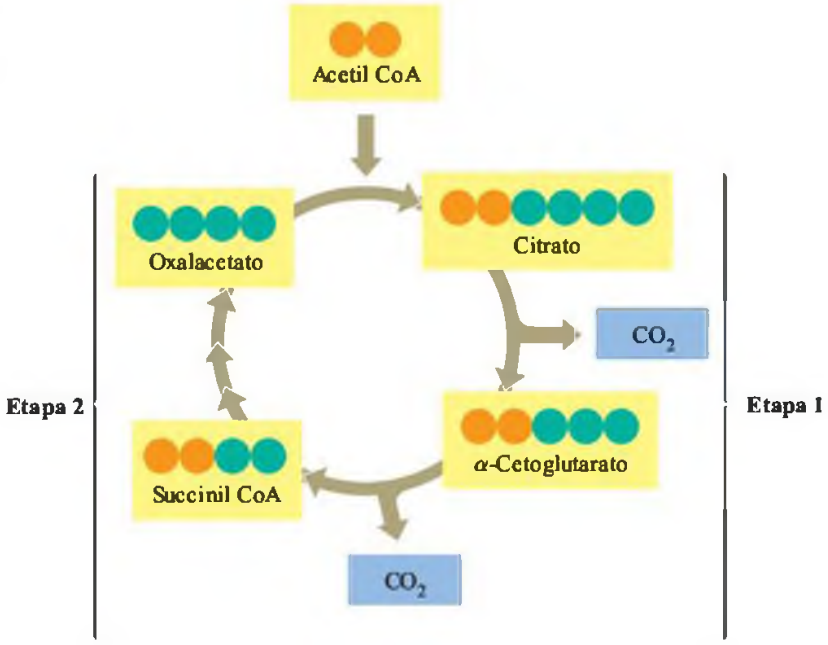


FIGURA 18.11 En la primera etapa del ciclo del ácido cítrico se eliminan 2 átomos de carbono de la molécula de citrato (6 átomos de carbono) en forma de CO_2, y se obtiene la succinil CoA (4 átomos de carbono), que en la etapa 2 del ciclo se convierte en oxalacetato (4 átomos de carbono).

P ¿Cuál es la diferencia entre las etapas 1 y 2 del ciclo del ácido cítrico?

Cuando se completa un ciclo, se han producido 4 reacciones de oxidación, que proporcionan protones y electrones para llevar a cabo la reducción de las coenzimas FAD y NAD^+.

Reacción 1 Formación de citrato

En la primera reacción, el grupo acetilo (2 átomos de carbono) de la acetil CoA se une al oxalacetato (4 átomos de carbono), formando citrato y CoA (fig. 18.12).

WEB TUTORIAL
Krebs Cycle

Reacción 2 Isomerización a isocitrato

Para continuar con el proceso de oxidación, el citrato experimenta una isomerización a isocitrato. Esta conversión es necesaria para que el alcohol secundario (capítulo 12) del isocitrato pueda ser oxidado en la reacción siguiente, ya que el alcohol terciario del citrato no experimenta esta reacción.

Reacción 3 Primera descarboxilación oxidativa (CO_2)

En este punto del ciclo del ácido cítrico tienen lugar en un mismo paso una oxidación y una descarboxilación. La oxidación convierte el grupo hidroxilo en una cetona, y la **descarboxilación** elimina un carbono en forma de CO_2. La pérdida de una molécula de CO_2 hace que la cadena hidrocarbonada se acorte, formándose la molécula de 5 átomos de carbono α-cetoglutarato. La energía producida en la oxidación es empleada para transferir protones y electrones al NAD^+. Las reacciones que se suceden se pueden resumir en:

1. El grupo hidroxilo (—OH) se oxida a cetona (C=O).
2. La coenzima NAD^+ se reduce a NADH.
3. Se elimina un carboxilato (COO^-) en forma de CO_2.

Reacción 4 Segunda descarboxilación oxidativa (CO_2)

En esta reacción se elimina una segunda molécula de CO_2 en la descarboxilación oxidativa que sufre el α-cetoglutarato. El grupo remanente tras este proceso, de 4 átomos de carbono, se combina con la coenzima A para formar succinil CoA, a la vez que se transfieren protones y electrones al NAD^+. Las 2 reacciones que se producen son:

1. Eliminación de un segundo carbono como CO_2.
2. Reducción de NAD^+ a NADH.

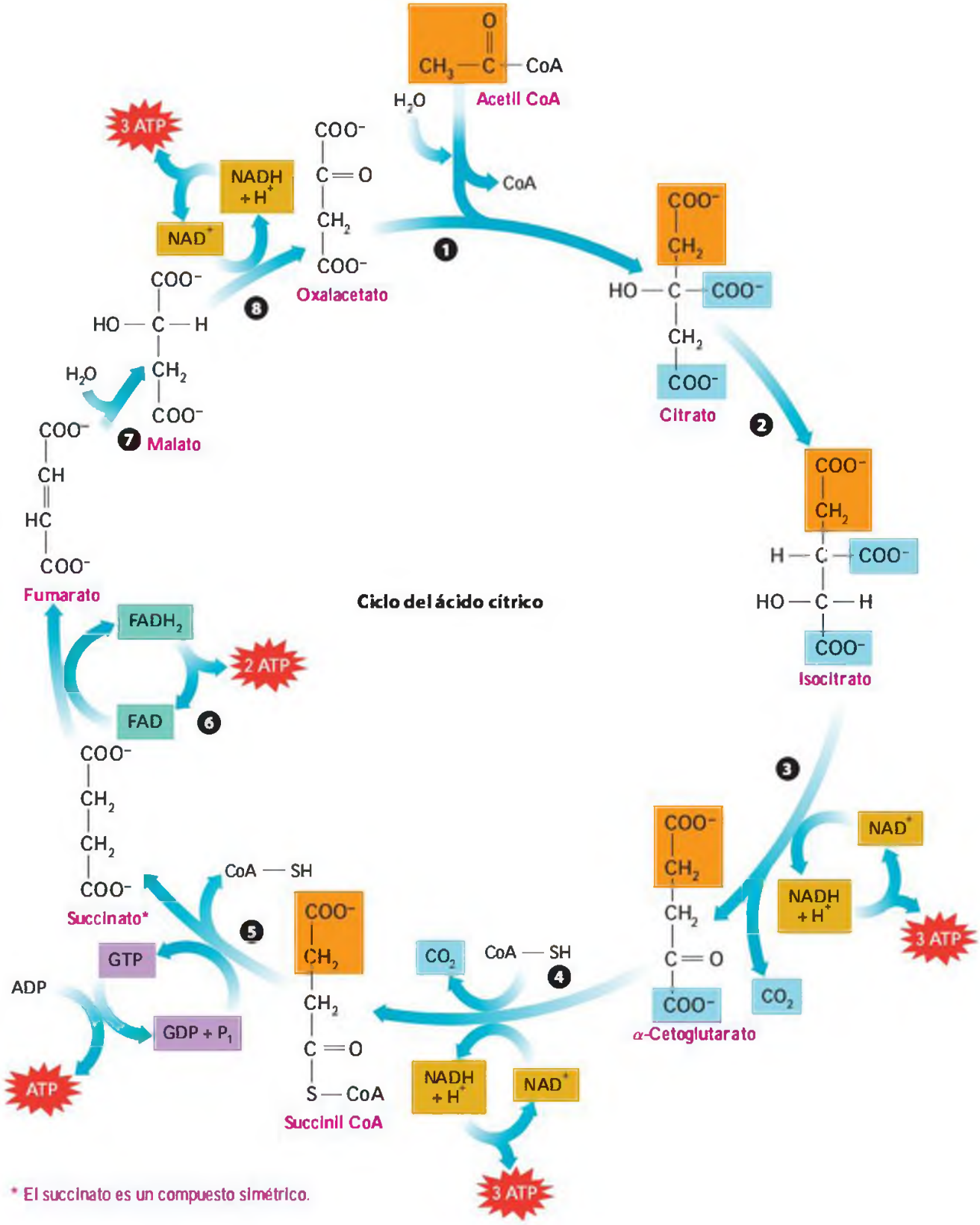


FIGURA 18.12 En el ciclo del ácido cítrico, las reacciones de oxidación producen 2 moléculas de CO_2 y reducen las coenzimas NADH y $FADH_2$, a la vez que se regenera la molécula de oxalacetato.

P ¿Cuántas reacciones en el ciclo del ácido cítrico producen una coenzima reducida?

Reacción 5 Hidrólisis de la succinil CoA

La energía producida en la hidrólisis de la succinil CoA se emplea en la adición de un grupo fosfato (P_i) sobre el guanosina difosfato (GDP). Como productos de reacción se obtienen el succinato y el GTP, un compuesto que sirve de almacén energético de manera similar al ATP.

El GTP es hidrolizado en esta misma reacción del ciclo, transfiriendo un grupo fosfato al ADP y regenerando por tanto el GDP para el ciclo del ácido cítrico. En este proceso metabólico cíclico, esta es la única vez que la fosforilación a nivel de sustrato se emplea para producir ATP.

$$GTP + ADP \longrightarrow GDP + ATP$$

Reacción 6 Deshidrogenación del succinato

En esta reacción de oxidación se elimina hidrógeno de 2 átomos de carbono del succinato, lo que conduce a la formación del fumarato, compuesto que contiene un doble enlace trans. Esta es la única reacción del ciclo del ácido cítrico en la que la coenzima FAD se reduce a $FADH_2$.

Reacción 7 Hidratación

Se produce la adición de agua al doble enlace —o reacción de hidratación— sobre el fumarato, y se obtiene malato como producto de reacción.

Reacción 8 Deshidrogenación que conduce a la obtención de oxalacetato

En el último paso del ciclo del ácido cítrico, el grupo hidroxilo (—OH) del malato se oxida a cetona, y se obtiene el oxalacetato. La coenzima NAD^+ se reduce en este paso a $NADH + H^+$.

Productos obtenidos en el ciclo del ácido cítrico

Tras completar un solo ciclo del ácido cítrico se obtienen los siguientes productos:

2 CO_2
3 NADH
1 $FADH_2$
1 GTP empleado en la obtención de ATP
1 CoA
2 H^+

La reacción química global para un ciclo del ácido cítrico se puede formular como:

$$\text{Acetil CoA} + 3\ NAD^+ + FAD + GDP + P_i + 2H_2O \longrightarrow 2\ CO_2 + 3\ NADH + 2\ H^+ + FADH_2 + CoA + GTP$$

EJERCICIO RESUELTO 18.9

Ciclo del ácido cítrico

Cuando una molécula de acetil CoA completa el ciclo del ácido cítrico, ¿qué cantidad se obtiene de las siguientes moléculas?

a. NADH
b. grupos cetona
c. CO_2

SOLUCIÓN

a. Al completarse un ciclo del ácido cítrico se obtienen 3 moléculas de NADH.
b. Se forman 2 grupos cetona cuando los alcoholes secundarios del isocitrato y del malato son oxidados por el NAD^+.

c. Se producen 2 moléculas de CO_2 en las 2 reacciones de oxidación del ciclo del ácido cítrico, las oxidaciones de isocitrato y α-cetoglutarato.

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es el sustrato sobre el que tiene lugar la primera reacción del ciclo del ácido cítrico? ¿Y el producto de la última reacción del ciclo?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Ciclo del ácido cítrico

18.33 ¿Cuáles son los productos que se obtienen al completar un ciclo del ácido cítrico?

18.34 ¿Qué compuestos son necesarios para iniciar el ciclo del ácido cítrico?

18.35 ¿Qué reacciones del ciclo del ácido cítrico implican una descarboxilación oxidativa?

18.36 ¿Qué reacciones del ciclo del ácido citrico implican una reacción de hidratación?

18.37 ¿En qué reacciones del ciclo del ácido cítrico se produce la reducción de NAD^+?

18.38 ¿En qué reacciones del ciclo del ácido cítrico se produce la reducción de FAD?

18.39 ¿Cuándo se produce una fosforilación a nivel de sustrato?

18.40 ¿Cuál es la cantidad total de NADH y $FADH_2$ producida tras completarse un ciclo del ácido cítrico?

18.41 Teniendo en cuenta el diagrama completo del ácido cítrico, responde a las siguientes preguntas:
- **a.** ¿Cuáles son los compuestos de 6 átomos de carbono?
- **b.** ¿Cómo se reduce el número de átomos de carbono de los distintos compuestos?
- **c.** ¿Cuáles son los compuestos de 5 átomos de carbono?
- **d.** ¿Qué reacciones son procesos de oxidación?
- **e.** ¿En qué reacciones se produce la oxidación de alcoholes secundarios?

18.42 Teniendo en cuenta el diagrama completo del ácido citrico, responde a las siguientes preguntas:
- **a.** ¿Cuántas moléculas de CO_2 se obtienen?
- **b.** ¿Cuáles son los compuestos de 4 átomos de carbono?
- **c.** ¿Cuántas moléculas de GTP se obtienen?
- **d.** ¿Cuáles son las reacciones de descarboxilación?
- **e.** ¿Cuándo se produce la hidratación?

18.6 TRANSPORTE ELECTRÓNICO

EL OBJETIVO ES...

conocer los transportadores electrónicos que participan en el transporte electrónico.

En el **transporte electrónico** que tiene lugar en las mitocondrias, los protones y los electrones del NADH y del $FADH_2$ pasan de un portador electrónico al siguiente, hasta que se combinan con el oxígeno para formar H_2O.

Transportadores electrónicos

El sistema del transporte electrónico se compone de 4 tipos de transportadores electrónicos:

1. Los **complejos Fe-S** son grupos de proteínas dentro del transporte electrónico que contienen iones hierro, sulfuros inorgánicos y cadenas laterales de cisteína (—SH). El hierro del complejo Fe-S se puede reducir a Fe^{2+} u oxidar a Fe^{3+}, cuando los electrones sean aceptados o cedidos, respectivamente (fig. 18.13).

WEB TUTORIAL
Electron Transport

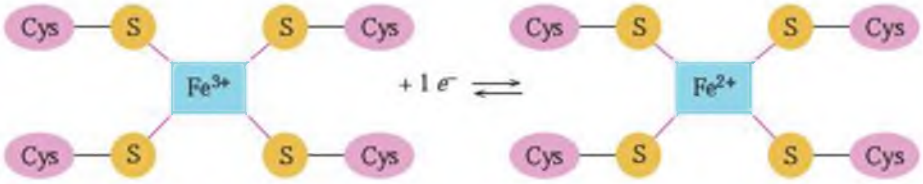


FIGURA 18.13 En un complejo de hierro-azufre, el ión hierro se une a los átomos de azufre del grupo tiol (—SH) de 4 cisteínas de grupos proteicos.

P En un complejo hierro-azufre, ¿cuáles son las especies oxidadas y reducidas del hierro?

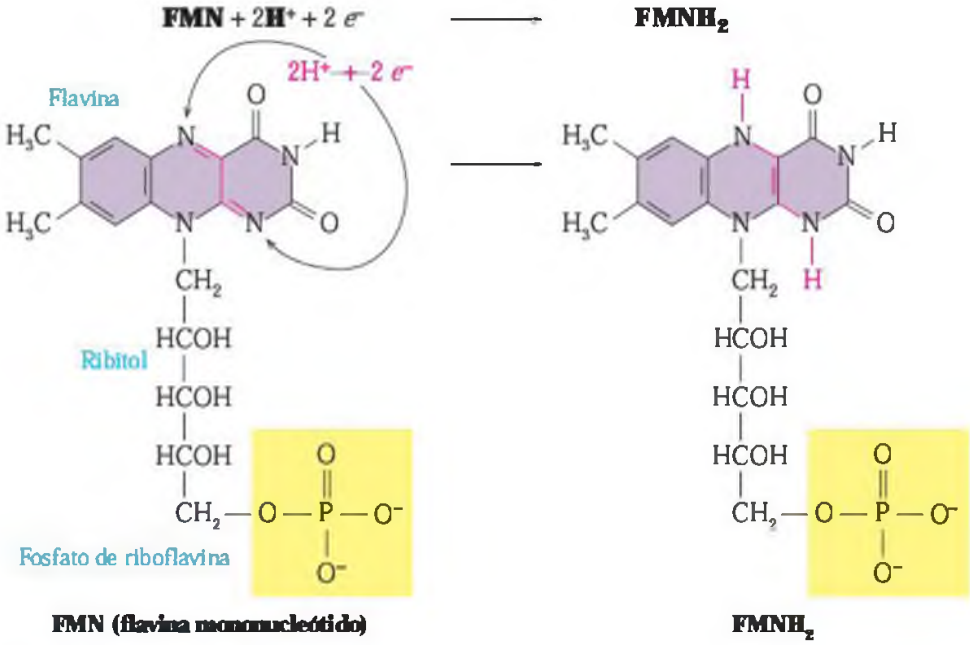


FIGURA 18.14 El transportador electrónico FMN consiste en un sistema que incorpora un anillo de flavina —que es el centro reactivo—, una cadena de ribitol y un grupo fosfato.
P ¿Que parte de la molécula de FMN se reduce cuando acepta protones y electrones?

2. La **FMN (flavina mononucleótido)** es una coenzima derivada de la riboflavina (vitamina B_2). En la riboflavina el anillo se une al ribitol, que es el polialcohol que se obtiene por reducción de la ribosa (fig. 18.14). El producto de reducción es la $FMNH_2$.
3. La **coenzima Q (Q o CoQ)** es un derivado de quinona que consiste en un compuesto cíclico de 6 átomos de carbono, con 2 dobles enlaces y 2 grupos cetona unidos a una larga cadena hidrocarbonada (fig. 18.15). La coenzima Q se reduce cuando los grupos cetona de la quinona aceptan protones y electrones.
4. Los **citocromos** son proteínas que contienen el ión hierro y el grupo hemo. Los diferentes citocromos se designan por las letras a, b y c a continuación de su nombre: citocromo *b*, citocromo c_1, citocromo *c*, citocromo *a* y citocromo a_3. En cada citocromo, el Fe^{3+} acepta un único electrón para formar Fe^{2+}, oxidándose de nuevo a Fe^{3+} cuando los electrones pasan al siguiente citocromo (fig. 18.16).

$$Fe^{3+} + 1e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$$

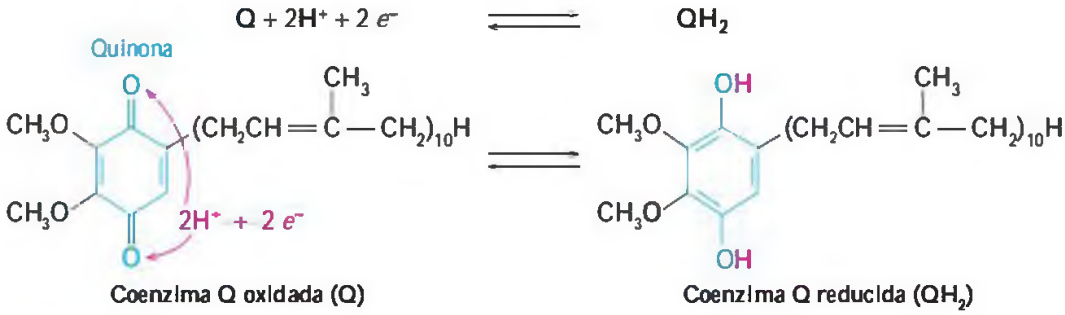
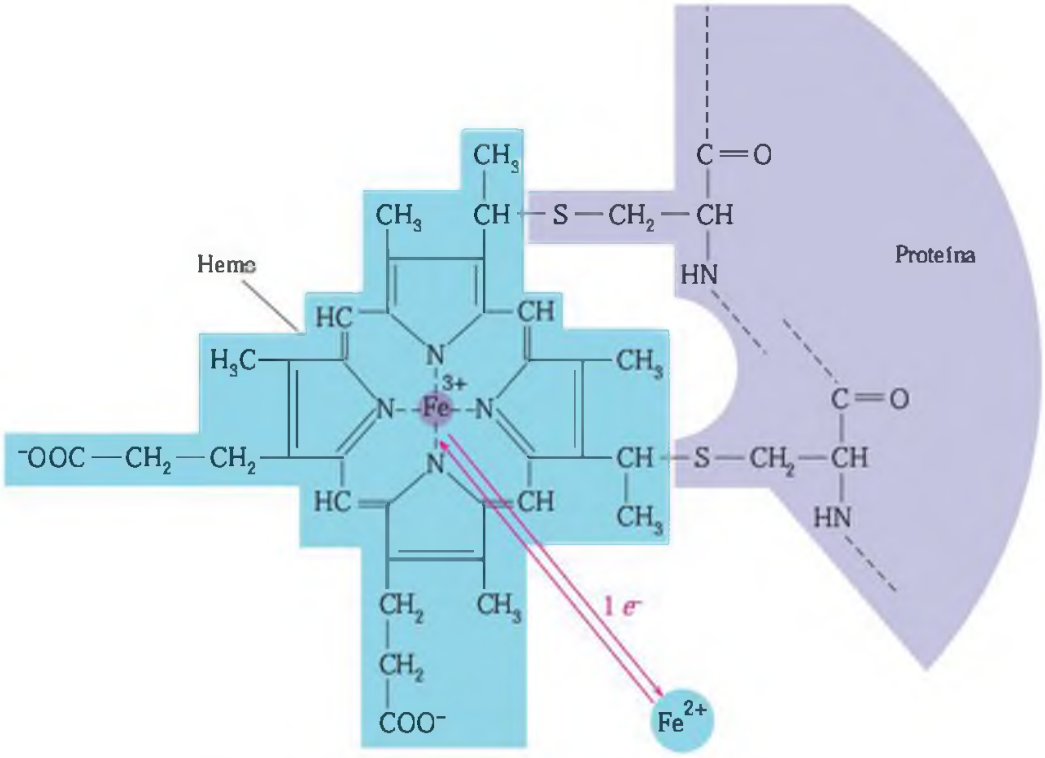


FIGURA 18.15 El transportador electrónico coenzima Q acepta electrones de las coenzimas $FADH_2$ y $FMNH_2$ y los transfiere a los citocromos.
P ¿En qué se diferencia la forma reducida de la coenzima Q de la forma oxidada?



Estructura simplificada de los citocromos *c* y c_1

FIGURA 18.16 Las proteínas que contienen hierro y se denominan citocromos se identifican por las letras *b*, *c*, c_1, *a* y a_3.
P ¿Cuáles son las especies oxidadas y reducidas de los citocromos?

EJERCICIO RESUELTO 18.10

Oxidación y reducción

Identifica las siguientes etapas del transporte electrónico como oxidaciones o reducciones:

a $FMN + 2H^+ + 2e^- \longrightarrow FMNH_2$
b Citocromo *c* (Fe^{2+}) $\longrightarrow$ citocromo *c* (Fe^{3+}) + e^-

SOLUCIÓN

a La ganancia de hidrógeno es una reducción.
b La perdida de electrones es una oxidación.

¡AHORA TÚ!

Indica si las siguientes reacciones son oxidaciones o reducciones:
a $QH_2 \longrightarrow Q$
b Citocromo *b* (Fe^{3+}) $\longrightarrow$ citocromo *b* (Fe^{2+})

Transferencia electrónica

Una mitocondria consiste en una membrana externa, un espacio intermembranal y una membrana interna que rodea la matriz. A lo largo de todos los pliegues que tiene la membrana interna de una mitocondria se sitúan las enzimas y los transportadores electrónicos responsables del transporte electrónico.

Hay 2 transportadores electrónicos que no se unen firmemente a la membrana: la coenzima Q y el citocromo *c*. Precisamente la flexibilidad posicional de la que disponen les permite actuar como transportadores electrónicos móviles que hacen llegar los electrones a las proteínas unidas a la membrana (fig. 18.17).

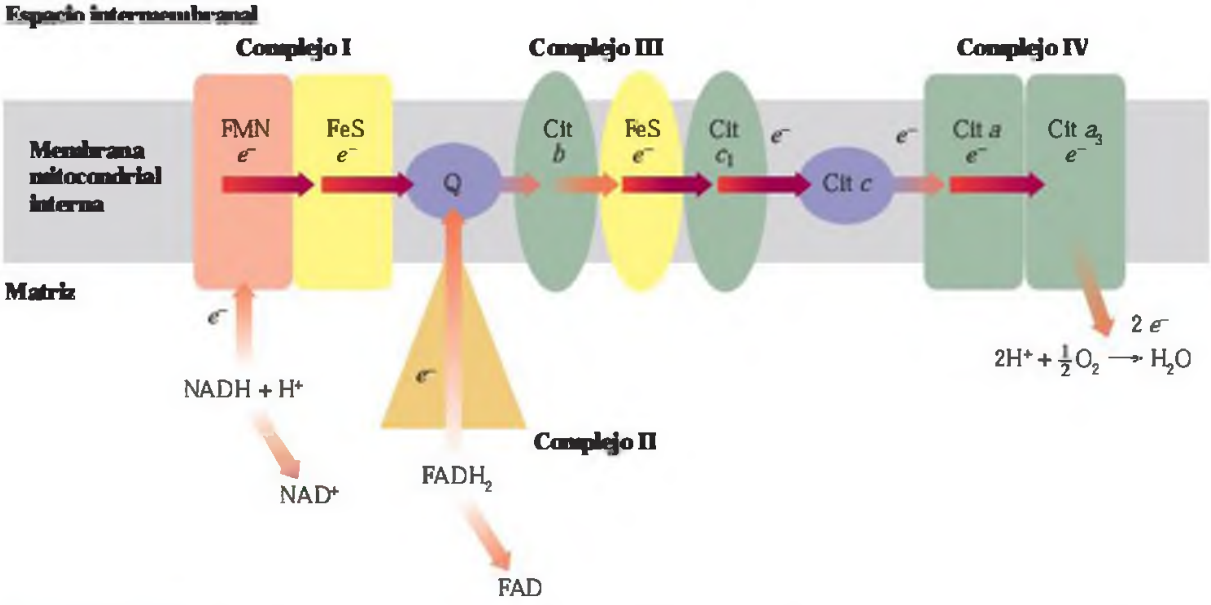


FIGURA 18.17 En el transporte electrónico los transportadores de electrones se encuentran en complejos proteicos de la membrana interna de la mitocondria. La CoQ y el citocromo *c* son transportadores móviles que llevan los electrones a los complejos proteicos.
P ¿Cuál es la función de los transportadores electrónicos coenzima Q y citocromo *c*?

Complejo I: NADH deshidrogenasa

En el complejo I, el NADH transfiere protones y electrones a la FMN, que se convierte en su forma reducida ($FMNH_2$). Al mismo tiempo, el NADH es reoxidado a NAD^+, que se emplea en otros procesos oxidativos, como en el ciclo del ácido cítrico, para oxidar otro tipo de sustratos.

$$NADH + H^+ + FMN \longrightarrow NAD^+ + FMNH_2$$

Dentro del complejo I, los electrones del NADH se transfieren a los complejos Fe-S y a la coenzima Q.

$$FMNH_2 + Q \longrightarrow QH_2 + FMN$$

La secuencia de reacción global en el complejo I se puede formular como:

$$NADH + H^+ + Q \longrightarrow QH_2 + NAD^+$$

Complejo II: succinato deshidrogenasa

El complejo II se emplea específicamente cuando el $FADH_2$ se genera en la conversión del succinato a fumarato dentro del ciclo del ácido cítrico. Los electrones del $FADH_2$ se transfieren a la coenzima Q para formar QH_2. Como el complejo II se encuentra en un nivel energético menor que el complejo I, los electrones del $FADH_2$ participan en el transporte electrónico desde un nivel de menor energía mejor que desde el NADH.

$$FADH_2 + Q \longrightarrow FAD + QH_2$$

Complejo III: coenzima Q – citocromo *c* reductasa

El transportador móvil QH_2 transfiere electrones desde las coenzimas NADH y $FADH_2$ al complejo de hierro-azufre (Fe-S), y a continuación al citocromo *b*, el primer citocromo en el complejo II.

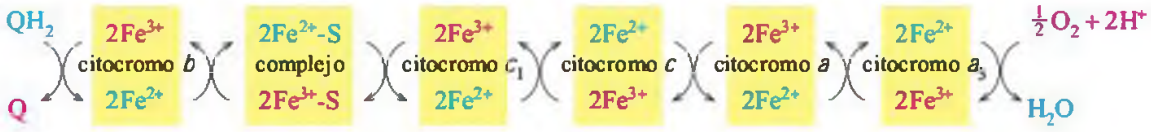
$$QH_2 + 2 \text{ citocromo } b\ (Fe^{3+}) \longrightarrow Q + 2 \text{ citocromo } b\ (Fe^{2+}) + 2H^+$$

Los electrones son transferidos del citocromo *b* al complejo de Fe-S, y de allí al citocromo c_1, y a continuación al citocromo *c*. Cada vez que el Fe^{3+} acepta un electrón se reduce a Fe^{2+}. El citocromo *c*, otro transportador móvil, desplaza los electrones del complejo III al complejo IV.

Complejo IV: citocromo c oxidasa

En el complejo IV, los electrones se transfieren del citocromo *c* al citocromo *a*, y por último al citocromo a_3. En el último paso del transporte electrónico, los electrones y los protones se combinan con el oxígeno (O_2) formando agua.

$$2H^+ + 2e^- + \frac{1}{2}\,O_2 \longrightarrow H_2O$$



EJERCICIO RESUELTO 18.11

Transporte electrónico

Indica cuáles de los siguientes transportadores electrónicos son móviles:

a. citocromo *c* **b.** FMN
c. complejo Fe-S **d.** Q

SOLUCIÓN

a. y **d.**

¡AHORA TÚ!

¿Cuál es la sustancia que acepta los electrones en la etapa final del transporte electrónico?

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Transporte electrónico

18.43 El citocromo *b* (Fe^{3+}), ¿es la forma oxidada o la forma reducida del citocromo *b*?

18.44 La abreviatura $FMNH_2$, ¿se corresponde con la forma oxidada o con la forma reducida de la coenzima flavina mononucleótido?

18.45 Indica si los siguientes procesos son oxidaciones o reducciones:
a. $FMNH_2 \longrightarrow FMN + 2H^+ + 2\,e^-$
b. $Q + 2H^+ + 2\,e^- \longrightarrow QH_2$

18.46 Indica si los siguientes procesos son oxidaciones o reducciones:
a. citocromo *c* (Fe^{3+}) + e^- → citocromo *c* (Fe^{2+})
b. complejo Fe^{2+}-S → complejo Fe^{3+}-S + e^-

18.47 ¿Qué coenzimas reducidas son las que proporcionan los electrones del transporte electrónico?

18.48 ¿Qué sucede con los niveles energéticos a medida que los electrones se desplazan en la cadena del transporte electrónico?

18.49 Indica en qué orden participan los siguientes transportadores dentro del transporte electrónico: citocromo *c*, citocromo *b*, FAD y coenzima Q.

18.50 Indica en qué orden participan las siguientes especies en el transporte electrónico: O_2, NAD^+, citocromo a_3 y FMN.

18.51 ¿Cuántos electrones pasan del complejo I al complejo III?

18.52 ¿Cuántos electrones pasan del complejo III al complejo IV?

18.53 ¿Cómo se oxida el NADH en el transporte electrónico?

18.54 ¿Cómo se oxida el $FADH_2$ en el transporte electrónico?

18.55 Completa las siguientes reacciones del transporte electrónico:
a. NADH + H^+ + _____ ⟶ _____ + $FMNH_2$
b. QH_2 + 2 citocromo *b* (Fe^{3+}) ⟶ _____ + _____ + $2H^+$

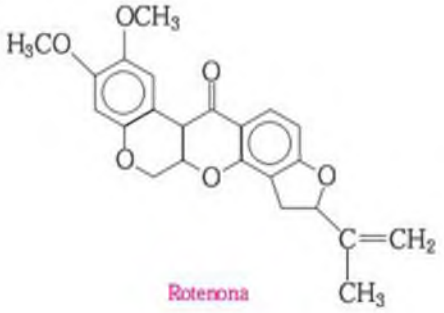
18.56 Completa las siguientes reacciones del transporte electrónico:
a. Q + _____ ⟶ _____ + FAD
b. 2 citocromo *a* (Fe^{2+}) + 2 citocromo a_3 (Fe^{3+}) ⟶ __ + __

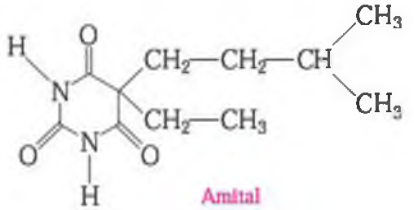
Química y salud

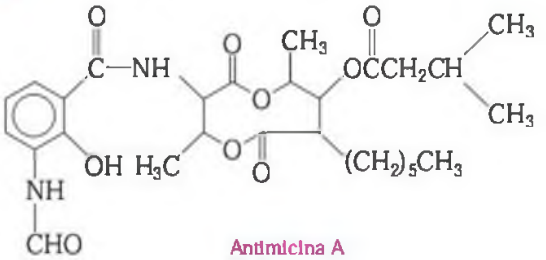
Toxinas: inhibidores del transporte electrónico

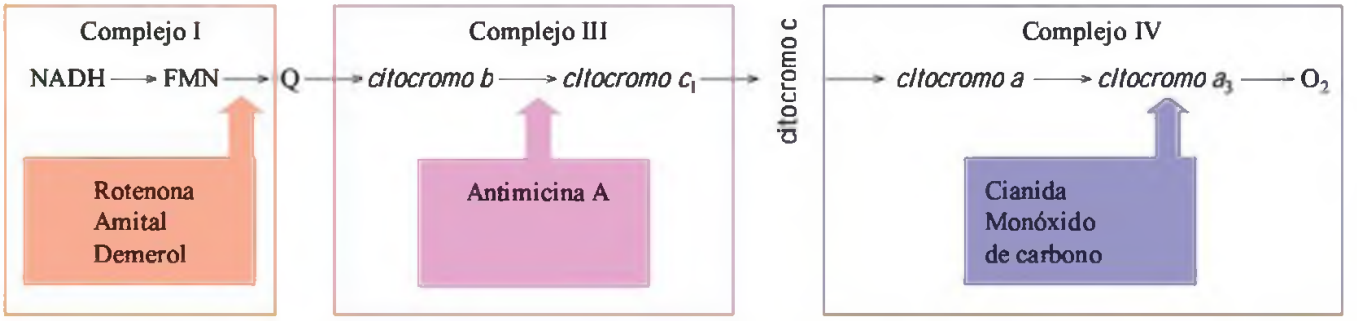
Existen algunas sustancias que pueden actuar como inhibidores de los transportadores electrónicos dentro del sistema de transporte electrónico. La rotenona, sustancia que se extrae de las raíces de algunas plantas y se emplea en América del Sur para envenenar a algunos tipos de peces, bloquea el transporte electrónico entre la NADH deshidrogenasa (complejo I) y la coenzima Q. Ciertos barbituratos y algunos narcóticos analgésicos también inhiben la acción del complejo NADH deshidrogenasa. Otro inhibidor es el antibiótico antimicina A, que bloquea el flujo electrónico entre el citocromo *b* y el citocromo c_1 (complejo III). Otro tipo de compuestos, como la cianida o el monóxido de carbono, inhiben la acción de la citocromo *c* oxidasa (complejo IV). El carácter tóxico atribuido a estos tipos de compuestos se debe precisamente a la capacidad que tienen de bloquear el transporte electrónico de diferentes organismos.

Cuando un inhibidor bloquea un paso del transporte electrónico, los transportadores de los pasos anteriores son incapaces de transferir los electrones y permanecen en su forma reducida. Por el contrario, todos los transportadores que deberían actuar después de la etapa bloqueada permanecen en su forma oxidada, ya que no tienen ninguna fuente de electrones. En definitiva, cualquiera de los inhibidores anteriormente mencionados puede bloquear el flujo electrónico en el sistema del transporte electrónico.









EL OBJETIVO ES...

conocer el proceso de fosforilación oxidativa en la síntesis del ATP y calcular la cantidad de ATP sintetizada por oxidación completa de la glucosa.

18.7 FOSFORILACIÓN OXIDATIVA Y ATP

Hemos estudiado la energía que se produce cuando distintos sustratos oxidados proporcionan electrones al sistema de transporte electrónico. En este apartado, veremos cómo esta energía puede ser empleada en la producción de ATP para la célula mediante el proceso denominado **fosforilación oxidativa**.

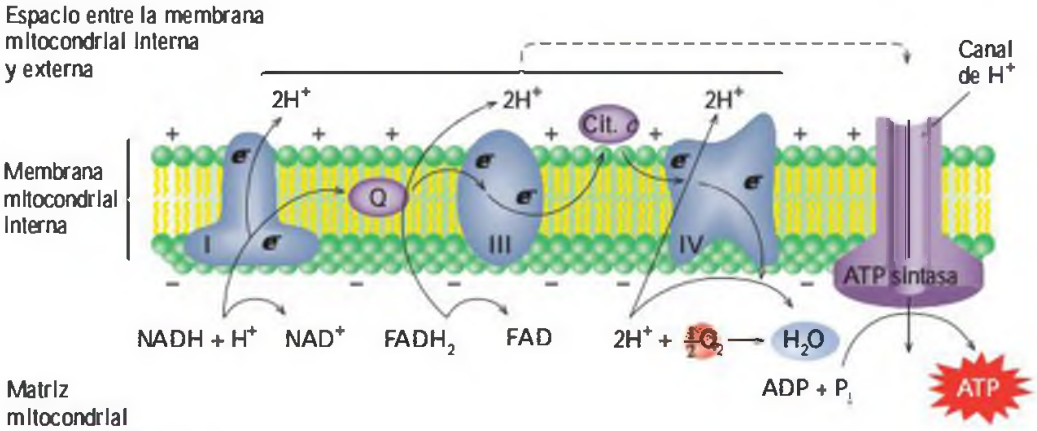


FIGURA 18.18 En el transporte electrónico, los complejos proteicos oxidan y reducen a las coenzimas para producir electrones y protones que se desplazan al espacio intermembranal para crear un gradiente de protones que dirige la síntesis del ATP.
P ¿Cuál es la mayor fuente de NADH en el transporte electrónico?

Modelo quimiosmótico

En el año 1978, Peter Michell recibió el Premio Nobel de Química por la teoría que denominó **modelo quimiosmótico,** que conecta la energía del transporte electrónico con el gradiente protónico que dirige la síntesis del ATP. En este modelo, 3 de los complejos del transporte electrónico (I, III y IV) se extienden a lo ancho de la membrana interna con un extremo de cada complejo en la matriz y el otro extremo en el espacio intermembranal. En el modelo quimiosmótico, cada uno de estos complejos actúa como una **bomba de protones** (H^+), enviándolos al espacio intermembranal fuera de la matriz. El aumento de protones en el espacio intermembranal disminuye el pH y crea un gradiente de protones. Como, además, los protones están cargados positivamente, el bajo pH y la carga eléctrica del gradiente de protones propician que se genere un gradiente electroquímico (fig. 18.18).

Para equilibrar el pH del espacio intermembranal y de la matriz, los protones tienden a regresar a la matriz. Sin embargo, los protones no se difunden a través de la membrana interna. La única manera que tienen los protones de regresar a la matriz es a través de un complejo proteico denominado **ATP sintasa.** Se puede asimilar el flujo de protones al torrente de un río que tiene que pasar por un molino de agua: a medida que los protones pasan por la ATP sintasa, la energía generada por el gradiente de protones es empleada en la síntesis de ATP. De esta manera, el proceso de fosforilación oxidativa conecta la energía del transporte electrónico con la síntesis del ATP a partir de ADP y P_i.

$$\text{ADP} + P_i + \text{energía} \xrightarrow{\text{ATP sintasa}} \text{ATP}$$

Transporte electrónico y síntesis de ATP

Hemos visto cómo la fosforilación oxidativa conecta la energía del transporte electrónico con la síntesis del ATP. Dado que el NADH participa en el transporte electrónico en el complejo I, la energía liberada en la oxidación del NADH es empleada en la síntesis de 3 moléculas de ATP. Sin embargo, el $FADH_2$, que participa a un nivel energético inferior en el complejo II, proporciona la energía para producir solo 2 moléculas de ATP (fig. 18.19). La reacción global para la oxidación del NADH y el $FADH_2$ se puede expresar del siguiente modo:

$$\boxed{\textbf{NADH} + \textbf{H}^+} + \tfrac{1}{2}O_2 + 3\text{ADP} + 3P_i \longrightarrow \text{NAD}^+ + H_2O + \boxed{\textbf{3ATP}}$$

$$\boxed{\textbf{FADH}_2} + \tfrac{1}{2}O_2 + 2\text{ADP} + 2P_i \longrightarrow \text{FAD} + H_2O + \boxed{\textbf{2ATP}}$$

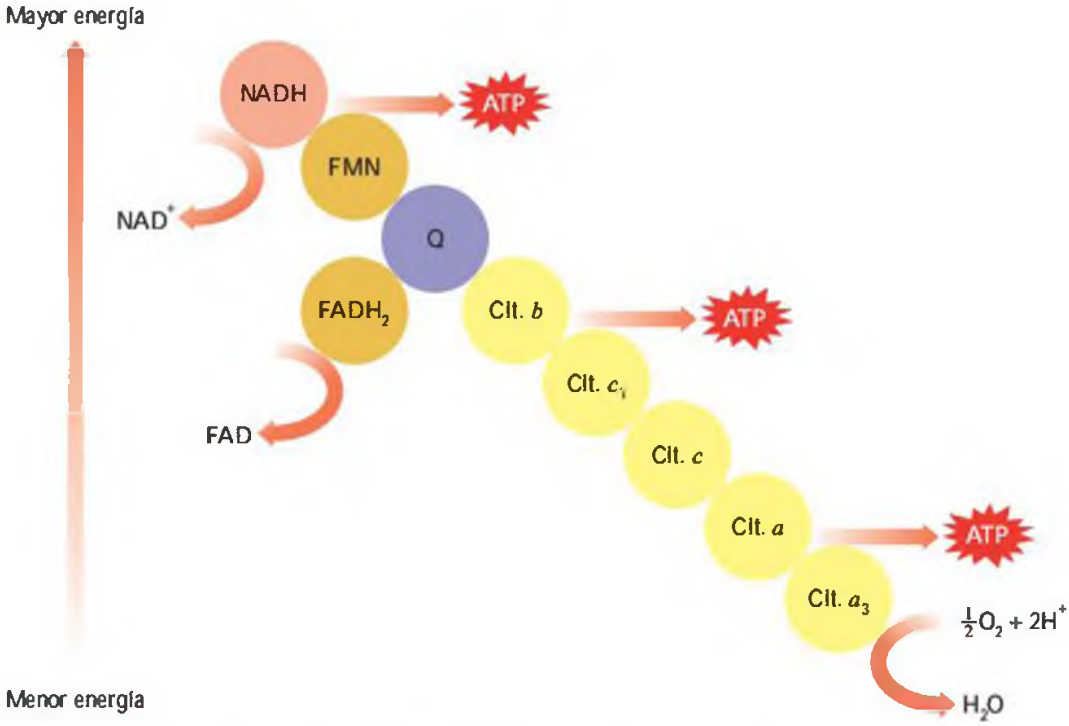


FIGURA 18.19 A medida que los electrones fluyen a través de los transportadores principales, descienden los niveles energéticos y la transferencia electrónica proporciona la energía suficiente para que se lleve a cabo la síntesis del ATP.

P ¿Por qué la transferencia electrónica desde el $FADH_2$ proporciona menos energía que la que tiene lugar a partir de NADH y H^+?

EJERCICIO RESUELTO 18.12

Síntesis de ATP

¿Por qué la oxidación del NADH proporciona energía para la formación de 3 moléculas de ATP, mientras que el $FADH_2$ produce 2 moléculas de ATP?

SOLUCIÓN

Los electrones producidos en la oxidación del NADH entran en el transporte electrónico a un nivel energético mayor que en el caso de la oxidación del $FADH_2$. El NADH proporciona la energía para bombear 3 pares de protones al interior de la membrana para formar 3 moléculas de ATP, mientras que la energía proporcionada por la oxidación del $FADH_2$ es suficiente para bombear 2 pares de protones y formar 2 moléculas de ATP.

¡AHORA TÚ!

¿Qué complejos de la membrana interna actúan como bombas de protones?

ATP obtenido en la glucólisis

En la glucólisis, la oxidación de la glucosa proporciona energía en forma de 2 moléculas de NADH y de 2 moléculas de ATP a partir de fosforilaciones directas a nivel de sustrato. Sin embargo, la glucólisis ocurre en el citoplasma, y el NADH producido no puede atravesar la membrana mitocondrial, por lo que los protones y los electrones del NADH que se encuentran en el citoplasma son transferidos a compuestos que puedan penetrar en la mitocondria. En este sistema de transporte, se produce $FADH_2$. La reacción global para este proceso sería la siguiente:

$$\underset{\text{Citoplasma}}{NADH} + H^+ + FAD \longrightarrow NAD^+ + \underset{\text{Mitocondria}}{FADH_2}$$

Por tanto, la transferencia de electrones desde el NADH del citoplasma al $FADH_2$ produce solo 2 moléculas de ATP, en lugar de 3. En la glucólisis, la glucosa produce un total de 6 moléculas de ATP, de las cuales 4 provienen de 2 NADH, y las otras 2, de fosforilaciones directas.

$$\text{Glucosa} \longrightarrow 2 \text{ piruvatos} + 2 \text{ ATP} + 2 \text{ NADH} (\longrightarrow 2 \text{ FADH}_2)$$

$$\text{Glucosa} \longrightarrow 2 \text{ piruvatos} + 6 \text{ ATP}$$

ATP obtenido de la oxidación de 2 piruvatos

En condiciones aeróbicas, el piruvato penetra en la mitocondria, donde se oxida a acetil CoA y NADH. Como la glucosa forma 2 piruvatos, hay 2 NADH que participan en el transporte electrónico. Por tanto, la oxidación de 2 piruvatos conduce a la producción de 6 moléculas de ATP.

$$2 \text{ piruvatos} \longrightarrow 2 \text{ acetil CoA} + 6 \text{ ATP}$$

ATP obtenido en el ciclo del ácido cítrico

En el ciclo del ácido cítrico se producen 2 CO_2, 3 NADH, un $FADH_2$ y una molécula de ATP mediante fosforilación directa a nivel de sustrato.

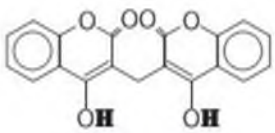
$$3 \text{ NADH} \times 3 \text{ ATP} = 9 \text{ ATP}$$
$$1 \text{ FADH}_2 \times 2 \text{ ATP} = 2 \text{ ATP}$$
$$1 \text{ GTP} \times 1 \text{ ATP} = 1 \text{ ATP}$$
$$\text{Total (en un ciclo)} = 12 \text{ ATP}$$

Química y salud

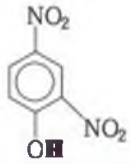
ATP sintasa y calentamiento corporal

Existen algunos compuestos, denominados *desacopladores*, que separan el sistema de transporte electrónico de la ATP sintasa. Este tipo de compuestos consigue alterar el gradiente electrónico necesario para la síntesis del ATP: los electrones son transferidos al O_2 en el transporte electrónico, pero no se forma ATP en la ATP sintasa.

Algunos desacopladores llevan los protones a la membrana interna, normalmente impermeable a los mismos, y otros bloquean el canal de la ATP sintasa. Los compuestos como el dicumarol y el 2,4-dinitrofenol (DNP), de naturaleza hidrofóbica, se unen a los protones y los transportan a través de la membrana interna. El antibiótico oligomicina bloquea el canal protónico de la ATP sintasa, por lo que cesa el flujo protónico para generar energía y sintetizar ATP.



Dicumarol



2,4-Dinitrofenol (DNP)

Cuando se bloquea el mecanismo para la síntesis del ATP, la energía generada por el transporte electrónico se libera en forma de calor. Algunos animales que habitan terrenos con climas muy fríos han desarrollado sistemas desacopladores propios para emplear la energía del transporte electrónico en la producción de calor.

Estos animales tienen grandes cantidades del denominado tejido adiposo pardo, que contiene una gran concentración de mitocondrias. La coloración parda o marrón de este tejido se debe al hierro de los citocromos presentes en la mitocondria. En el tejido adiposo pardo funciona la bomba protónica del transporte electrónico, pero una proteína que se encuentra en la pared celular hace que los protones no pasen a través de la ATP sintasa, y la energía que normalmente sería empleada en la síntesis del ATP se desprende en forma de calor. En los recién nacidos, el tejido adiposo pardo es empleado en la producción de calor, ya que no tienen muchas grasas almacenadas. Los depósitos de tejido adiposo graso están cerca de los principales vasos sanguíneos, que transportan la sangre caliente por todo el cuerpo. Los bebés tienen muy poca masa, pero una gran superficie, por lo que necesitan producir más calor que los adultos. La mayoría de los adultos apenas tenemos tejido adiposo pardo, aunque si trabajamos al aire libre en climas muy fríos, podemos llegar a generar algunos depósitos.

Las plantas también utilizan algunos desacopladores. En primavera, emplean el calor para calentar los primeros brotes cuando todavía queda nieve, lo que hace que esta funda. Algunas plantas, como la denominada col occidental de la mofeta *(Lysichiton americanus)*, que se encuentra en pantanos y maderas mojadas, emplean los desacopladores como agentes que volatilizan compuestos fragantes capaces de atraer a los insectos para polinizar las plantas.

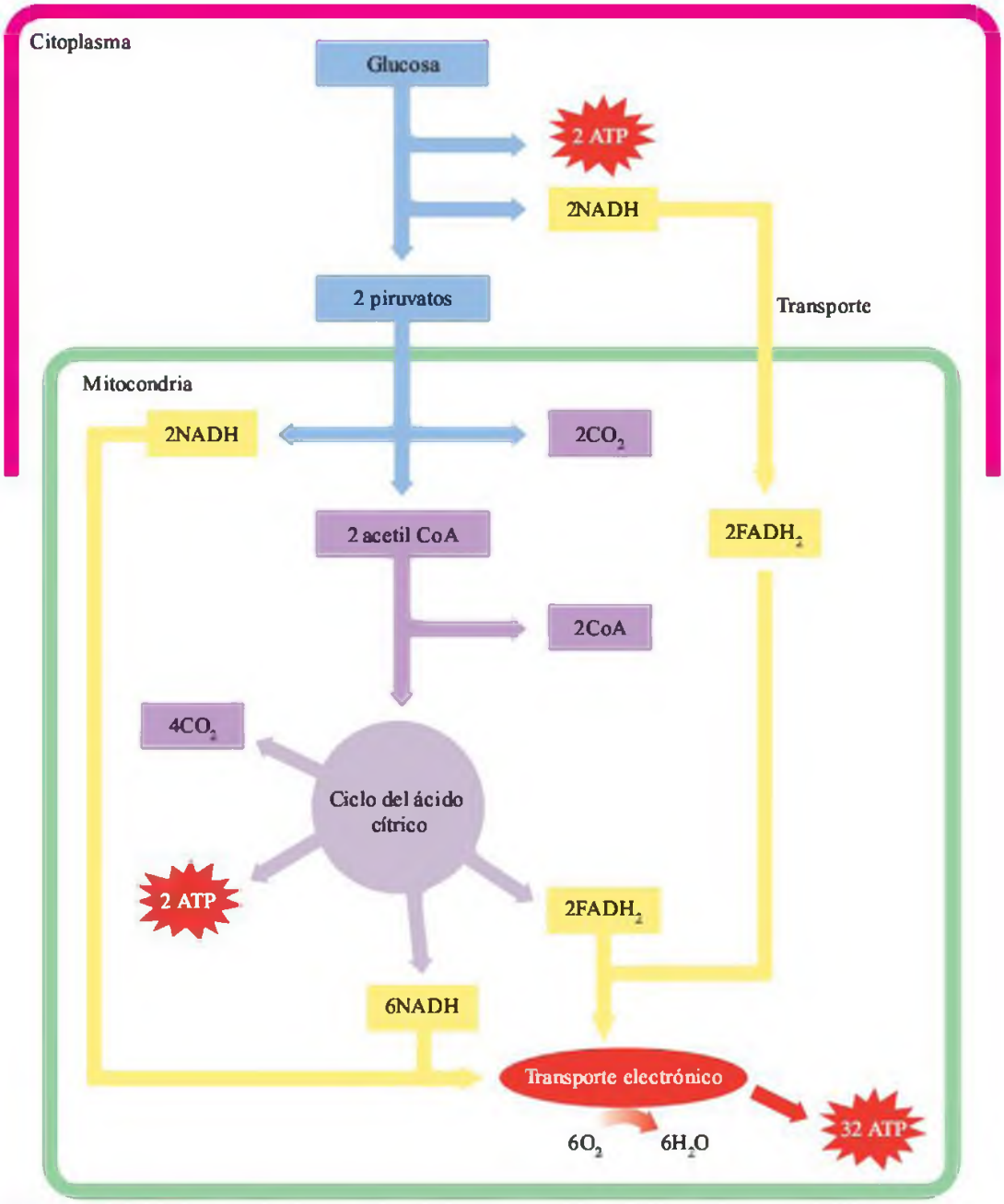


FIGURA 18.20 La oxidación completa de la glucosa a CO_2 y H_2O produce un total de 36 moléculas de ATP.

P ¿Qué procesos metabólicos producen la mayoría del ATP en la oxidación de la glucosa?

Dado que una molécula de glucosa produce 2 moléculas de acetil CoA, al completarse 2 ciclos del ácido cítrico se producen 24 ATP.

Acetil CoA $\longrightarrow$ 2 CO_2 + 12 ATP (un ciclo del ácido cítrico)

2 Acetil CoA $\longrightarrow$ 4 CO_2 + 24 ATP (dos ciclos del ácido cítrico)

ATP obtenido en la oxidación completa de la glucosa

La cantidad total de ATP obtenida en la oxidación de la glucosa se calcula combinando el ATP obtenido de la glucólisis en la oxidación del piruvato y en el ciclo del ácido cítrico (fig. 18.20). El ATP obtenido en estas reacciones se resume en la tabla 18.2.

TABLA 18.2 ATP producido en la oxidación completa de la glucosa

Reacción	ATP obtenido de una molécula de glucosa
ATP obtenido en la glucólisis	
Activación de la glucosa	–2 ATP
Oxidación del gliceraldehído-3-fosfato (2 NADH)	6 ATP
Transporte de 2 NADH a través de la membrana	–2 ATP
Fosforilación directa del ADP (2 triosas fosfato)	4 ATP
Resumen: $C_6H_{12}O_6 \longrightarrow$ 2 piruvatos + $2H_2O$ (Glucosa)	6 ATP
ATP obtenido del piruvato	
2 piruvatos $\longrightarrow$ 2 acetil CoA (2 NADH)	6 ATP
ATP obtenido en 2 ciclos del ácido cítrico	
Oxidación de 2 isocitratos (2 NADH)	6 ATP
Oxidación de 2 α-cetoglutaratos (2 NADH)	6 ATP
3 fosforilaciones directas a nivel de sustrato (2 GTP)	2 ATP
Oxidación de 2 succinatos (2 $FADH_2$)	4 ATP
Oxidación de 2 malatos (2 NADH)	6 ATP
Resumen: 2 acetil CoA $\longrightarrow$ 4 CO_2 + 2 H_2O	24 ATP
Producción total de ATP a partir de una molécula de glucosa	
$C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2 + 36\ ADP + 36\ Pi \longrightarrow 6\ CO_2 + 6\ H_2O + 36\ ATP$ (Glucosa)	

EJERCICIO RESUELTO 18.13

Producción de ATP

Indica la cantidad de ATP obtenida de las siguientes reacciones de oxidación:

a. piruvato a acetil CoA
b. glucosa a acetil CoA

SOLUCIÓN

a. La oxidación del piruvato a acetil CoA produce un NADH, que conduce a la obtención de 3 moléculas de ATP.
b. De la oxidación de glucosa a 2 piruvatos se producen 6 moléculas de ATP. Otros 6 ATP se obtienen de la oxidación de 2 piruvatos a 2 acetil CoA. En la oxidación de la glucosa a 2 acetil CoA se producen un total de 12 glucosas.

¡AHORA TÚ!

¿Cuáles son las fuentes y la cantidad de ATP obtenido en un ciclo del ácido cítrico?

Cuando la glucosa no se necesita inmediatamente para obtener energía en las células, se almacena como glucógeno en el hígado y en el músculo. Si los niveles de glucosa en el cerebro y en sangre se vuelven bajos, las reservas de glucógeno son hidrolizadas a glucosa, y esta penetra en el torrente sanguíneo. En el caso de que la reserva de glucógeno se haya agotado, se puede obtener glucosa de fuentes que no son los hidratos de carbono. El equilibrio existente entre todas estas reacciones mantiene los niveles adecuados de glucosa en sangre para nuestras células y proporciona la cantidad necesaria de ATP para cubrir nuestras necesidades energéticas.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Fosforilación oxidativa y ATP

18.57 ¿Qué se entiende por fosforilación oxidativa?

18.58 ¿Cómo se establece el gradiente de protones?

18.59 De acuerdo al modelo quimiosmótico, ¿cómo proporciona el gradiente de protones la energía para sintetizar ATP?

18.60 ¿Cómo se produce la fosforilación del ADP?

18.61 ¿Cómo se conectan la glucólisis y el ciclo del ácido cítrico con la producción de ATP en el transporte electrónico?

18.62 ¿Por qué el $FADH_2$ produce 2 moléculas de ATP durante el transporte electrónico, pero el NADH proporciona 3 moléculas de ATP?

18.63 ¿Cuál es el rendimiento energético en moléculas de ATP en cada uno de los siguientes pasos?

a. NADH ⟶ NAD^+
b. glucosa ⟶ 2 piruvatos
c. 2 piruvatos ⟶ 2 acetil CoA + 2 CO_2
d. Acetil CoA ⟶ 2 CO_2

18.64 ¿Cuál es el rendimiento energético en moléculas de ATP en cada uno de los siguientes pasos?

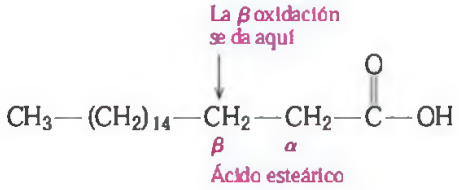
a. $FADH_2$ ⟶ FAD
b. glucosa + 6 O_2 ⟶ 6 CO_2 + 6 H_2O
c. glucosa ⟶ 2 lactatos
d. piruvato ⟶ Lactato

EL OBJETIVO ES...

conocer el proceso metabólico de β oxidación y calcular el ATP obtenido de la oxidación completa de los ácidos grasos.

18.8 OXIDACIÓN DE ÁCIDOS GRASOS

Los ácidos grasos se oxidan en las mitocondrias a acetil CoA, proceso en el que se obtiene una gran cantidad de energía. En la etapa 2 del metabolismo de las grasas, los ácidos grasos experimentan una **beta oxidación (β oxidación),** que elimina a la vez 2 segmentos de 2 átomos de carbono de un ácido graso.



Cada ciclo de β oxidación produce acetil CoA y un ácido graso que es acortado en 2 átomos de carbono. El ciclo se repite de nuevo hasta que el ácido graso original se degrada por completo a 2 unidades de 2 átomos de carbono de acetil CoA. Cada acetil CoA puede incorporarse al ciclo del ácido cítrico de la misma manera que las unidades de acetil CoA obtenidas de la glucosa.

Activación de ácidos grasos

Los ácidos grasos se preparan para transportarse a través de la membrana interna de la mitocondria en el citosol mediante la adición de un grupo acilo al ácido graso (Acil CoA graso). Este proceso, denominado *activación,* combina un ácido graso con la coenzima A para producir un tioéster derivado del ácido graso y de la coenzima A. La energía para esta activación se obtiene de la hidrólisis del ATP que forma AMP (adenosina monofosfato) y 2 fosfatos inorgánicos (2 P_i). Esta energía es equivalente a la liberada en la hidrólisis de 2 ATP a 2 ADP.

Reacciones del ciclo de β oxidación

En la matriz, los acil CoA grasos experimentan una β oxidación, que es un ciclo de 4 reacciones que convierte el grupo —CH_2— del carbono β en un grupo β-cetónico. Una vez

formado el grupo β-cetónico, el grupo acetilo (de 2 átomos de carbono) se puede liberar de la cadena carbonada, lo que propicia el acortamiento del tioéster formado inicialmente.

Proceso de β oxidación

Reacción 1 Oxidación (deshidrogenación)

En la primera reacción de la β oxidación, la coenzima FAD elimina átomos de hidrógeno de los carbonos α y β del ácido graso activado, de manera que se forma un doble enlace carbono-carbono trans y $FADH_2$.

Reacción 2 Hidratación

Se produce la adición de una molécula de agua al doble enlace trans, de manera que se introduce un grupo hidroxilo (—OH) en el carbono β.

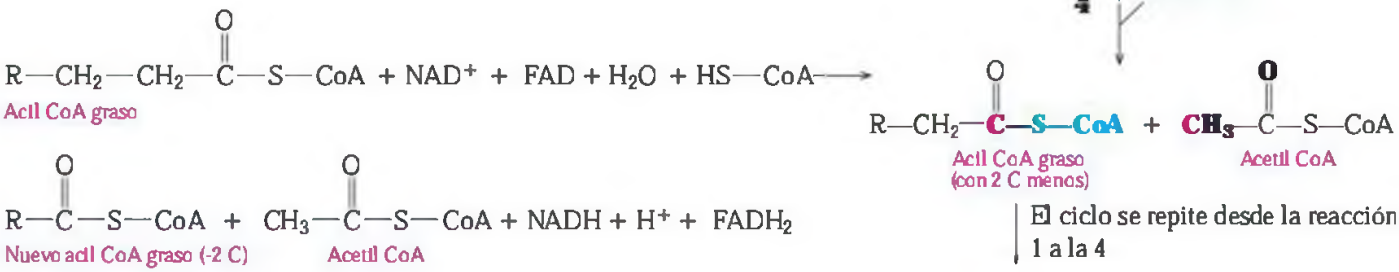
Reacción 3 Oxidación (deshidrogenación)

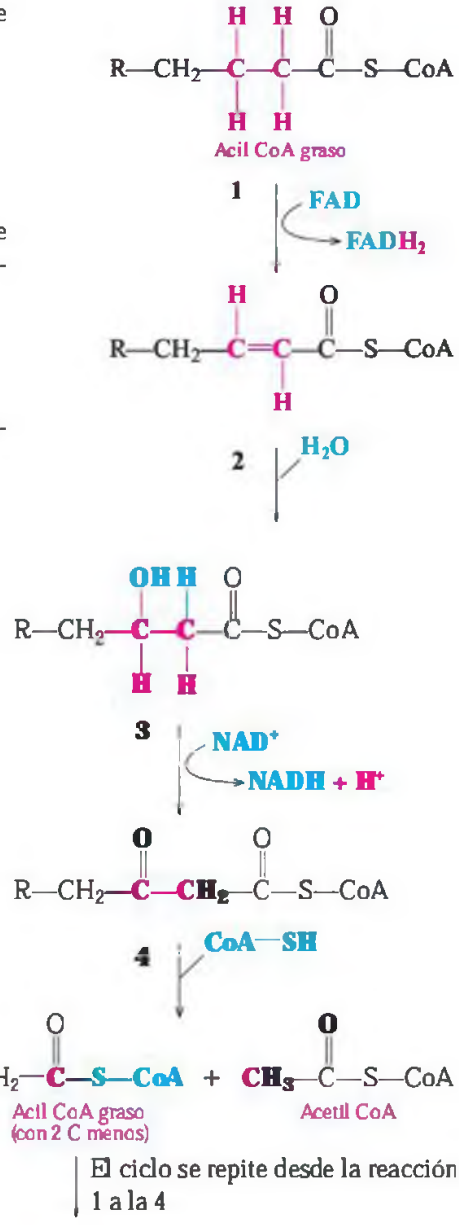
El grupo hidroxilo del carbono β se convierte por oxidación en una cetona y los átomos de hidrógeno eliminados en esta deshidrogenación sirven para reducir la coenzima NAD^+ a $NADH^+ + H^+$. En ese momento del proceso, el carbono β se ha convertido en una cetona.

Reacción 4 Eliminación de acetil CoA

En la etapa final de la β oxidación, el enlace $C_\alpha—C_\beta$ se rompe para formar una molécula de acetil CoA y un acil CoA graso (con 2 carbonos menos que el inicial) que puede iniciar de nuevo el proceso de β oxidación.

La reacción global para un ciclo de β oxidación sería la siguiente:





EJERCICIO RESUELTO 18.14

β oxidación

Conecta cada una de las siguientes reacciones con las del ciclo de la β oxidación:
(1) primera oxidación (2) hidratación (3) segunda oxidación (4) fragmentación

a. adición de agua al doble enlace trans
b. eliminación de acetil CoA
c. reducción de FAD a $FADH_2$
d. reducción de NAD^+ a NADH

SOLUCIÓN

a. (2) hidratación
b. (4) fragmentación
c. (1) primera oxidación
d. (3) segunda oxidación

¡AHORA TÚ!

¿Qué coenzima es necesaria en la reacción 3, en la que el grupo β-hidroxílico se convierte en una β-cetona?

Investiga tu entorno

Almacenamiento de grasas y grasa vascularizada

Necesitarás 2 bolsas de plástico de tamaño medio, manteca de cerdo de la que se emplea para cocinar, un cubo o un contenedor grande con agua y cubitos de hielo. Pon varias cucharadas de la manteca en una de las bolsas e introduce la segunda bolsa dentro de la primera, pegando los bordes de la una a la otra con papel adhesivo. Con la mano dentro de la segunda bolsa, muévela para que se recubra de manteca de cerdo. Una vez bien extendida la manteca de cerdo por la mano, sumerge ambas manos, tanto la que está dentro de las bolsas con manteca de cerdo como la que está libre, en el cubo con agua helada. Mide el tiempo que tarda cada mano en empezar a sentir mucho frío. Prueba a hacer el experimento con diferentes cantidades de manteca de cerdo.

PREGUNTAS

1. ¿Cómo de efectiva resulta la bolsa con grasa en la protección de tu mano del frío?
2. ¿Cómo ayuda la grasa a proteger a los animales de una muerte por inanición?
3. ¿Cómo se verían afectados tus resultados si hubieras empleado el doble de manteca de cerdo?
4. ¿Por qué los animales que habitan tierras cálidas, como por ejemplo los camellos o algunas aves migratorias, necesitan almacenar grasas?
5. Si en la bolsa se introducen 300 g de manteca de cerdo, ¿cuántos moles de ATP podrían formarse si la grasa se emplease en la producción de energía? (Supón que se produce la misma cantidad de ATP que de ácido mirístico).

Longitud de la cadena de los ácidos grasos y repeticiones del ciclo

El número de átomos de un ácido graso determina el número de veces que se repite el ciclo de la β oxidación, así como las unidades de acetil CoA producidas. Por ejemplo, la β oxidación completa del ácido mirístico (C_{14}) produce 7 unidades de acetil CoA, que equivale a la mitad del número de átomos de carbono en el ácido graso. Dado que la última etapa del ciclo produce 2 unidades de acetil CoA, el número total de veces que se repite el ciclo es una menos que el número total de grupos acetilo producidos. Por tanto, el ácido graso de catorce carbonos (C_{14}) lleva a cabo el ciclo 6 veces.

Ácido graso	Número de unidades de acetil CoA	Ciclos de β oxidación
Ácido mirístico C14	7	6
Ácido palmítico C16	8	7
Ácido esteárico C18	9	8

La reacción global para la oxidación completa del miristil CoA se puede formular del siguiente modo:

$$\text{Miristil CoA} + 6\ \text{CoA} + 6\ \text{FDA} + 6\ \text{NAD}^+ + 6\ \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 7\ \text{acetil CoA} + 6\ \text{FADH}_2 + 6\ \text{NADH} + 6\ \text{H}^+$$

ATP obtenido en la oxidación de ácidos grasos

A partir de lo deducido anteriormente, podemos calcular el rendimiento energético total de la oxidación de un determinado ácido graso. En cada ciclo de β oxidación se producen una unidad de NADH, una unidad de $FADH_2$ y una unidad de acetil CoA. Cada NADH genera la energía suficiente para sintetizar 3 ATP, y el $FADH_2$ permite sintetizar 2 ATP. La mayor cantidad de energía obtenida de un ácido graso proviene de la producción de unidades de acetil CoA, que entran en el ciclo del ácido cítrico. Ya hemos estudiado cómo, a través de este ciclo, cada acetil CoA conduce a la síntesis de un total de 12 moléculas de ATP.

Un ácido con 14 átomos de carbono produce, como hemos visto en el apartado anterior, 7 unidades de acetil CoA al repetir 6 veces el ciclo de β oxidación. Por otro lado, la activación del ácido mirístico requiere el equivalente energético de 2 moléculas de ATP. Teniendo en cuenta todos estos datos, podemos calcular la producción total de ATP en la degradación del ácido mirístico:

Producción de ATP a partir de ácido mirístico

Activación	–2 ATP
7 Acetil CoA	
7 acetil CoA × 12 ATP/acetil CoA	84 ATP
6 ciclos de β oxidación	
6 $FADH_2$ × 2 ATP/$FADH_2$	12 ATP
6 NADH × 3 ATP/NADH	18 ATP
Total	112 ATP

Química y salud

Grasas almacenadas y obesidad

El almacenamiento de grasas es fundamental para la supervivencia de muchas especies animales. Las grandes cantidades de grasas acumuladas proporcionan a los animales que hibernan la energía necesaria para sobrevivir durante el periodo de hibernación, que puede durar varios meses. Los camellos y los dromedarios almacenan grandes cantidades de comida en sus jorobas, que son en realidad grandes depósitos de grasas. Cuando hay escasez de alimento, el camello puede sobrevivir durante meses sin comida ni agua, empleando las reservas grasas de su joroba, y las aves migratorias que recorren grandes distancias volando también acumulan depósitos de grasa. Las ballenas mantienen el calor gracias a una capa de grasa corporal que tienen debajo de la piel, denominada *grasa vascularizada*, que puede tener un grosor de medio metro, y que también les proporciona energía cuando tienen que permanecer largos periodos sin alimento. Los pingüinos también tienen grasa vascularizada, que los protege del frío y les proporciona energía cuando mantienen los huevos entre sus patas durante toda la incubación.

Los humanos también tenemos la capacidad de almacenar grandes cantidades de grasas, aunque no hibernemos ni, por lo general, tengamos que sobrevivir largos periodos de tiempo sin alimento. Cuando los humanos sobreviven con dietas deficientes en grasas, que son fundamentalmente vegetarianas, el contenido graso es de alrededor del 20%. En la actualidad, una dieta incluye productos de consumo diario y comidas con niveles altos en grasas, que aumentan las grasas ingeridas por día a un total del 60% de la dieta. Cada vez más personas son obesas. Una persona se considera obesa si excede en un 20% su peso ideal. La obesidad es un factor de riesgo importante en el desarrollo de muchas enfermedades como la diabetes, las enfermedades cardiacas, la hipertensión, los infartos o los cálculos biliares, además de en algunos tipos de cáncer y de artritis.

Hubo un momento en el que se pensó que la causa de la obesidad era comer en exceso, pero las investigaciones más recientes demuestran que algunos procesos en el metabolismo de los hidratos de carbono y de los lípidos pueden provocar la ganancia excesiva de peso en algunas personas. En el año 1995, los científicos descubrieron que las células grasas producen la hormona denominada *leptina*. Cuando las células grasas están llenas, los niveles elevados de leptina indican al cerebro que debe cesar la ingesta de alimentos. Cuando las grasas almacenadas son pocas, la producción de leptina desciende, e indica al cerebro que debe aumentar la ingesta de alimentos. Algunas personas obesas tienen niveles altos de leptina, lo que indica que la leptina no disminuye la necesidad de ingesta de alimentos.

La investigación sobre la obesidad se ha convertido en un área de especial relevancia. Los científicos están estudiando las diferencias en la velocidad de producción de leptina, los diferentes grados de resistencia a la leptina y las posibles combinaciones de estos factores. Después de que una persona haya concluido una dieta y perdido peso, los niveles de leptina descienden. Esta disminución puede ser responsable de un metabolismo lento, con un aumento de la sensación de hambre, y por tanto la mayor ingesta de alimentos hace que se inicie de nuevo el ciclo de ganancia de peso. Hoy en día se están llevando a cabo estudios para determinar si la terapia con leptina para conseguir la pérdida de peso es segura.

EJERCICIO RESUELTO 18.15

Producción de ATP en la β oxidación

¿Cuánto ATP se produce en la β oxidación del ácido palmítico, un ácido graso saturado de 16 átomos de carbono (C_{16})?

SOLUCIÓN

Un ácido graso de 16 átomos de carbono produce 6 moléculas de acetil CoA y participa en 7 ciclos de β oxidación. Cada acetil CoA puede producir 12 ATP, a través del ciclo del ácido cítrico. En el transporte electrónico, cada $FADH_2$ produce 2 ATP, y cada NADH produce 3 ATP.

Producción de ATP a partir de ácido palmítico ($C_{16}H_{32}O_2$)

Activación del ácido palmítico como palmitil CoA	−2 ATP
8 acetil CoA × 12 ATP (ciclo del ácido cítrico)	96 ATP
7 $FADH_2$ × 2 ATP (transporte electrónico)	14 ATP
7 NADH × 3 ATP (transporte electrónico)	21 ATP
Total	129 ATP

¡AHORA TÚ!

En la β oxidación, ¿por qué se produce más ATP de la acetil CoA que de las coenzimas reducidas?

Cuerpos cetónicos

Cuando no se dispone de hidratos de carbono suficientes para cubrir las necesidades energéticas del organismo, el cuerpo consigue energía de sus depósitos de grasas. Sin embargo, la oxidación de grandes cantidades de ácidos grasos puede hacer que se acumulen muchas moléculas de acetil CoA en el hígado. Cuando esto sucede, las moléculas de acetil CoA se combinan y forman los compuestos cetónicos denominados **cuerpos cetónicos** (fig. 18.21).

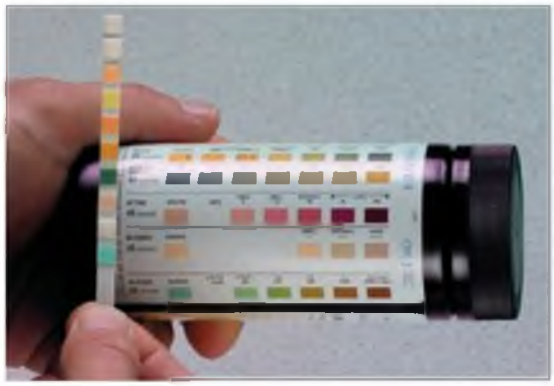
Los cuerpos cetónicos se producen fundamentalmente en el hígado y se transfieren a las células del corazón, al cerebro y al músculo esquelético, donde se pueden obtener pequeñas cantidades de energía al convertir el acetoacetato o el β-hidroxibutirato de nuevo en acetil CoA.

β-Hidroxibutirato ⟶ acetoacetato + 2 CoA ⟶ 2 acetil CoA

Cetosis

CASE STUDY
Diabetes and Blood Glucose

Si se acumulan los cuerpos cetónicos, el organismo no puede metabolizarlos adecuadamente. Esta situación se conoce como **cetosis**, y se alcanza en los casos de diabetes aguda, cuando se siguen dietas con un alto contenido en grasa y bajas en hidratos de carbono, o en casos de ayuno prolongado.



Un simple test con una tira indicadora determina la presencia de cuerpos cetónicos en muestras de orina.

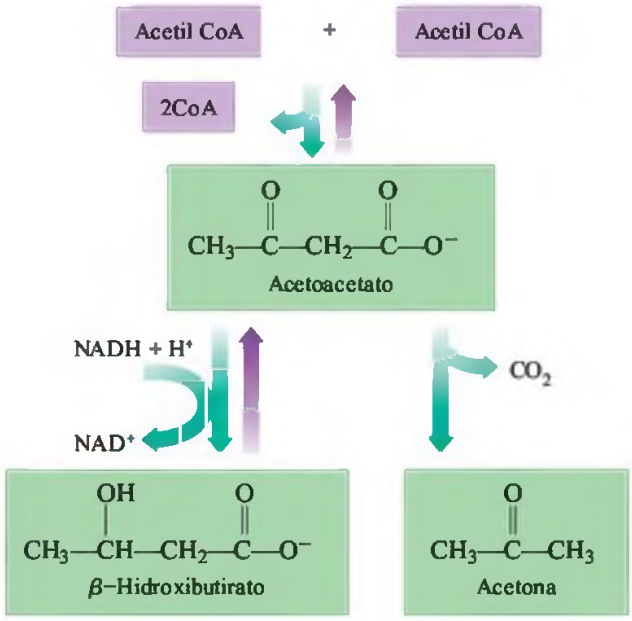


FIGURA 18.21 En la cetogenia, las moléculas de acetil CoA se combinan para formar los cuerpos cetónicos: acetoacetato, β-hidroxibutirato y acetona.

P ¿Qué produce la formación de los cuerpos cetónicos en el organismo?

Como 2 de los cuerpos cetónicos son ácidos, la cetosis produce una disminución del pH por debajo de 7,4, lo que se conoce como **acidosis**, condición que normalmente acompaña a la cetosis. El descenso del pH de la sangre puede hacer que disminuya su capacidad para transportar oxígeno, y causar por tanto dificultades respiratorias.

Síntesis de ácidos grasos

Cuando el cuerpo tiene cubiertas todas sus necesidades energéticas y las reservas de glucógeno están llenas, la acetil CoA obtenida de los hidratos de carbono y de los ácidos grasos se emplea en la síntesis de nuevos ácidos grasos. Las unidades del grupo acetilo (2 átomos de carbono) se combinan para formar el ácido graso de 16 átomos de carbono (ácido palmítico). Algunas de las reacciones de este proceso son las inversas a las que se producen en la oxidación de los ácidos grasos. Sin embargo, la oxidación de los ácidos grasos tiene lugar en la mitocondria y emplea FAD y NAD^+, mientras que la síntesis de ácidos grasos se produce en el citosol y emplea la coenzima reducida NADPH. El NADPH es similar al NADH, pero contiene un grupo fosfato. Los nuevos ácidos grasos sintetizados se unen al glicerol para formar triacilgliceroles, que se almacenan como grasa corporal.

Química y salud

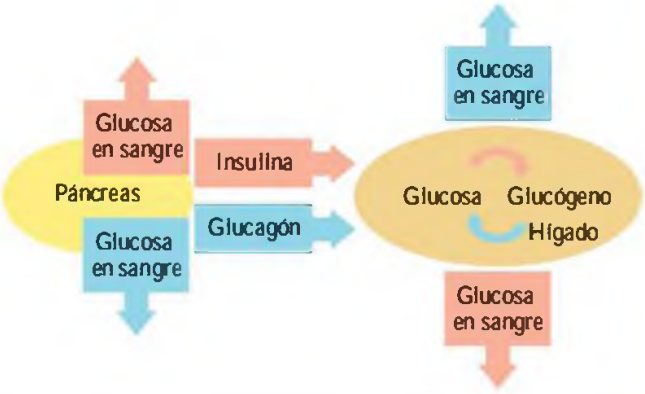
Cuerpos cetónicos y diabetes

Los niveles de glucosa en sangre aumentan a los 30 minutos de haber ingerido una comida que contenga hidratos de carbono. La elevación de los niveles de glucosa en sangre estimula la secreción de la hormona insulina en el páncreas, lo que a su vez causa el aumento del flujo de glucosa en el músculo y en el tejido adiposo para la síntesis de glucógeno. Cuando los niveles de glucosa en sangre descienden, el páncreas secreta otra hormona, el glucagón, que estimula la hidrólisis del glucógeno en el hígado para producir glucosa.

En la *diabetes mellitus*, la glucosa no se almacena como glucógeno, ya que no se segrega insulina o esta no funciona adecuadamente. En la *diabetes mellitus tipo 1 autoinmune*, o *diabetes insulinodependiente*, que a menudo se manifiesta en la infancia, el páncreas proporciona niveles de insulina insuficientes. Este tipo de diabetes puede provenir del daño producido en el páncreas tras algunas infecciones víricas, o de mutaciones genéticas. En la *diabetes mellitus tipo 2*, o *diabetes resistente a la insulina*, que normalmente se manifiesta en adultos, sí se produce insulina, pero sus receptores no actúan adecuadamente, por lo que una persona con este tipo de diabetes no responde a un tratamiento con insulina. También puede desarrollarse la *diabetes gestacional* durante el embarazo, pero los niveles de glucosa en sangre generalmente vuelven a ser normales tras el alumbramiento. Las madres con diabetes tienden a coger peso durante el embarazo, y sus bebés suelen ser más grandes.

En cualquiera de los tipos de diabetes, la cantidad de glucosa disponible en el músculo, el hígado y el tejido adiposo es insuficiente, y en consecuencia, las células del hígado sintetizan glucosa de fuentes que no son hidratos de carbono (gluconeogenia) y rompen las reservas grasas, aumentando los niveles de acetil CoA. El exceso de acetil CoA inicia una cetogenia, y los cuerpos cetónicos se acaban acumulando en la sangre. Si el nivel de acetona aumenta, se puede llegar a percibir el olor que desprende una persona con un cuadro de diabetes incontrolada que entra en cetosis.

En la diabetes incontrolada, la concentración de glucosa en sangre excede la concentración que los riñones pueden reabsorber, y la glucosa llega a la orina. Los niveles altos de glucosa aumentan la presión osmótica en la sangre, lo que hace que aumente su proporción en la orina. Algunos síntomas típicos de diabetes son el aumento de la frecuencia con la que se orina y la sed excesiva. El control de la diabetes normalmente exige dietas con limitación en la ingesta de hidratos de carbono, en general combinadas con un tratamiento médico que puede incluir la administración mediante jeringuilla de una dosis diaria de insulina, o la administración de pastillas.



EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Oxidación de ácidos grasos

18.65 ¿En qué parte de la célula se produce la activación de los ácidos grasos?

18.66 ¿Qué coenzimas se emplean en la β oxidación?

18.67 El ácido cáprico, $CH_3—(CH_2)_8—COOH$, es un ácido graso de 10 átomos de carbono.
- **a.** Formula la forma activada del ácido cáprico.
- **b.** Indica los átomos de carbono α y β del ácido graso.
- **c.** Escribe la reacción global para el primer ciclo de la β oxidación del ácido cáprico.
- **d.** Escribe la reacción global para la β oxidación completa del ácido cáprico.

18.68 El ácido araquidónico, $CH_3—(CH_2)_{18}—COOH$, es un ácido graso de 20 átomos de carbono.
- **a.** Formula la forma activada del ácido araquidónico.
- **b.** Indica los átomos de carbono α y β del ácido graso.
- **c.** Escribe la reacción global para el primer ciclo de la β oxidación del ácido araquidónico.
- **d.** Escribe la reacción global para la β oxidación completa del ácido araquidónico.

18.69 ¿Por qué se considera que la energía necesaria para la activación de un ácido graso, proveniente de la conversión de ATP en AMP, es igual que la hidrólisis de 2 ATP a 2 ADP?

18.70 ¿Cuál el número de moléculas de ATP obtenidas a partir de una molécula de acetil CoA en el ciclo del ácido cítrico?

18.71 Teniendo en cuenta la oxidación completa del ácido cáprico, $CH_3—(CH_2)_8—COOH$, un ácido graso de 10 átomos de carbono, indica lo siguiente:
- **a.** ¿Cuántas unidades de acetil CoA se obtienen?
- **b.** ¿Cuántos ciclos de β oxidación son necesarios?
- **c.** ¿Cuántas moléculas de ATP se generan en la oxidación del ácido cáprico?

18.72 Considera la oxidación completa del ácido araquidónico, $CH_3—(CH_2)_{18}—COOH$, un ácido graso de 20 átomos de carbono. Indica lo siguiente:
- **a.** ¿Cuántas unidades de acetil CoA se obtienen?
- **b.** ¿Cuántos ciclos de β oxidación son necesarios?
- **c.** ¿Cuántas moléculas de ATP se generan en la oxidación del ácido araquidónico?

18.73 ¿Cuándo se sintetizan cuerpos cetónicos en el organismo?

18.74 Cuando una persona está en huelga de hambre, ¿por qué tendrá niveles elevados de acetil CoA?

18.75 ¿Cuáles son las características de la cetosis?

18.76 ¿Por qué la diabetes proporciona niveles elevados de cuerpos cetónicos?

EL OBJETIVO ES...

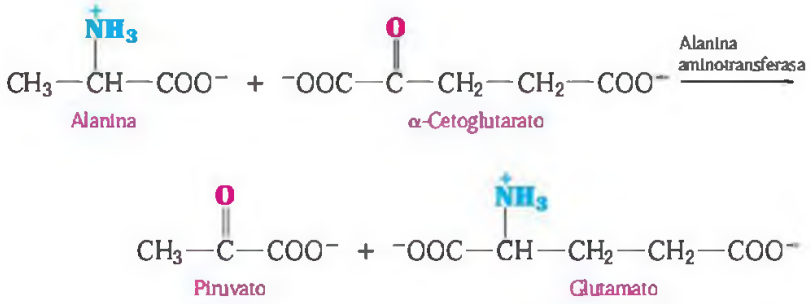
conocer las reacciones de transaminación, desaminación oxidativa y la entrada de los carbonos de aminoácidos en el ciclo del ácido cítrico.

18.9 DEGRADACIÓN DE AMINOÁCIDOS

Cuando las proteínas ingeridas en la dieta exceden la cantidad de nitrógeno necesaria para el organismo, los aminoácidos sobrantes se degradan. El grupo α-amino es eliminado y se obtiene un cetoácido, que puede convertirse en un intermedio para otros procesos metabólicos. Los átomos de carbono de los aminoácidos se utilizan en el ciclo del ácido cítrico y en la síntesis de ácidos grasos, cuerpos cetónicos y glucosa. La mayoría de los grupos amino se convierten en urea.

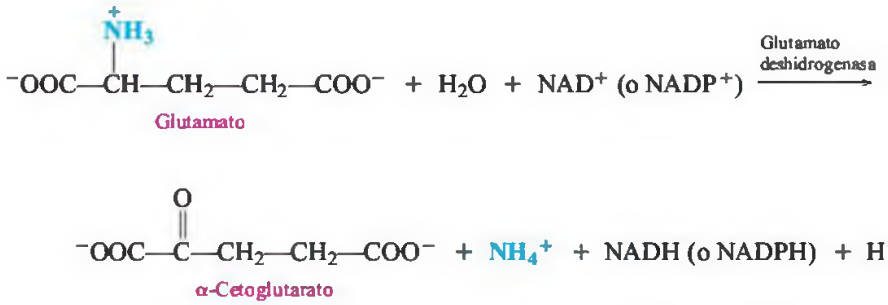
Transaminación

La degradación de los aminoácidos se da principalmente en el hígado. En una reacción de **transaminación**, un grupo α-amino es transferido de un aminoácido a un α-cetoácido, normalmente α-cetoglutarato. De esta manera, se obtienen un nuevo aminoácido y un nuevo α-cetoácido. Por ejemplo, podemos formular el proceso de transferencia del grupo amino de la alanina al α-cetoglutarato para obtener glutamato, el nuevo aminoácido y el α-cetoácido piruvato.



Desaminación oxidativa

En el proceso denominado **desaminación oxidativa,** el grupo amino del glutamato se elimina en forma de ión amonio, NH_4^+. La reacción catalizada por la *glutamato deshidrogenasa* puede emplear NAD^+ o $NADP^+$ como coenzima.



Por tanto, el grupo amino de un aminoácido se emplea en la formación de glutamato y experimenta una desaminación oxidativa en la que el grupo amino se convierte en un ión amonio. Finalmente, el ión amonio se convierte en urea.

EJERCICIO RESUELTO 18.16

Transaminación y desaminación oxidativa

Indica si cada uno de los siguientes procesos pertenecen a la transaminación o a la desaminación oxidativa:

a. El glutamato se convierte en α-cetoglutarato.
b. La alanina y el α-cetoglutarato reaccionan y forman piruvato y glutamato.
c. Una reacción es catalizada por la glutamato deshidrogenasa y emplea NAD^+.

SOLUCIÓN

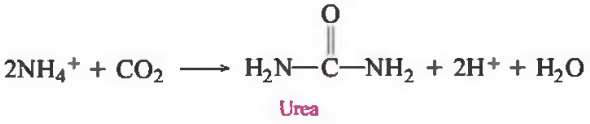
a. desaminación oxidativa
b. transaminación
c. desaminación oxidativa

¡AHORA TÚ!

¿Cómo se regenera el α-cetoglutarato para participar en más reacciones de transaminación?

Ciclo de la urea

El ión amonio, obtenido como producto final de la degradación de un aminoácido, resulta tóxico cuando se acumula en el organismo. Existen, por tanto, una serie de reacciones, que constituyen el **ciclo de la urea,** que permiten eliminar el ión amonio (NH_4^+) formando urea, que es excretada en la orina.



En un día, un adulto elimina alrededor de 25-30 g de urea en la orina. Esta cantidad puede ser mayor si la dieta es rica en proteínas. Si la urea no es adecuadamente excretada, alcanza rápidamente niveles tóxicos. Para la detección de enfermedades renales, se determina el

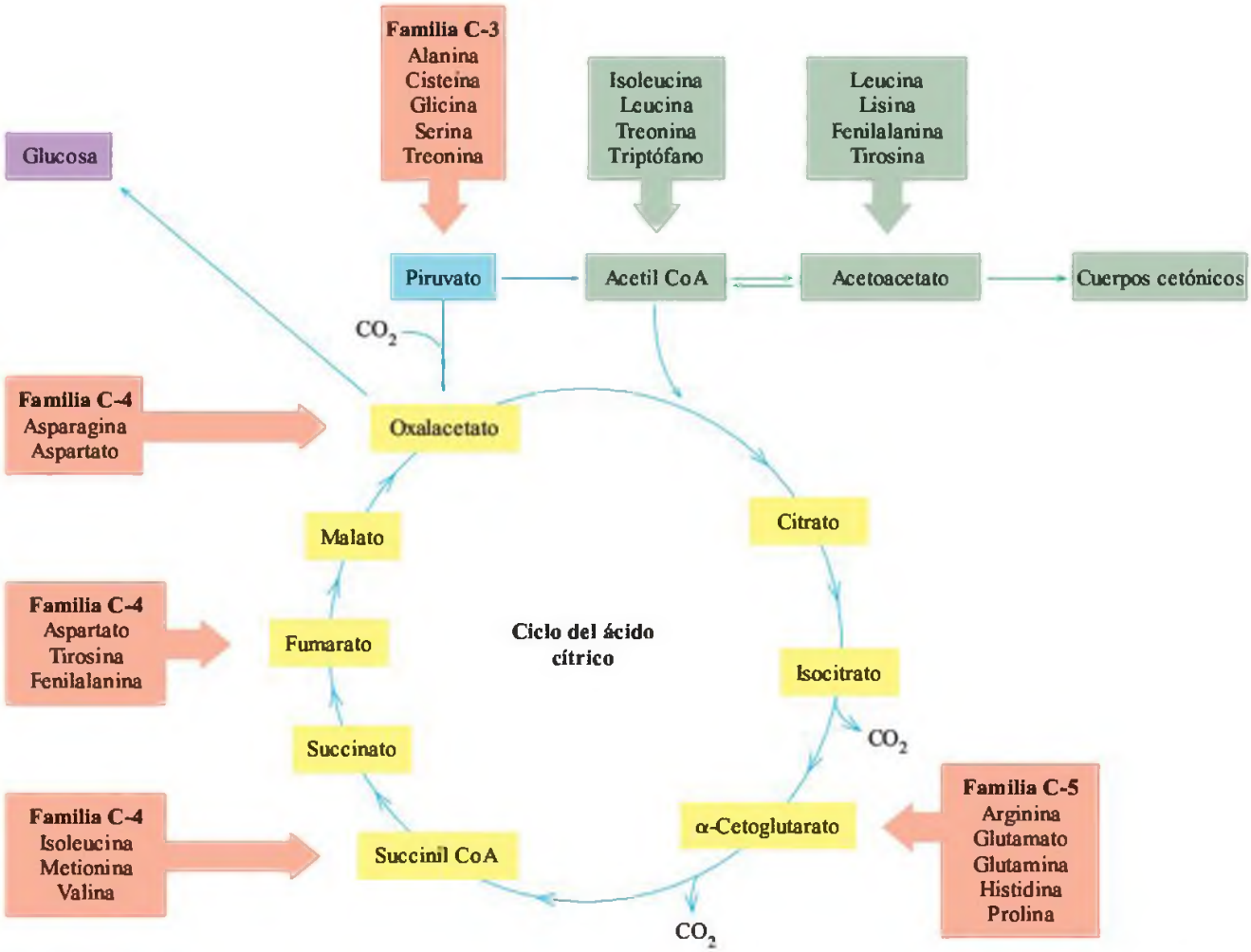


FIGURA 18.22 Los átomos de carbono de aminoácidos degradados se convierten en intermedios del ciclo del ácido cítrico o de otros procesos metabólicos.
P ¿Qué compuesto del ciclo del ácido cítrico se obtiene de los átomos de carbono de la alanina y la glicina?

nivel de nitrógeno ureico en sangre (BUN, del inglés *blood urea nitrogen*). Si el BUN es alto, se debe reducir la ingesta de proteínas, y quizás sea necesaria una hemodiálisis para eliminar el nitrógeno tóxico —de la urea— acumulado en la sangre.

Destino de los átomos de carbono de aminoácidos

Los esqueletos carbonados producto de la transaminación de aminoácidos se emplean como intermedios del ciclo del ácido cítrico o de otros procesos metabólicos. Los aminoácidos se pueden clasificar en función del número de átomos de carbono en estos intermedios (fig. 18.22). Los aminoácidos con 3 átomos de carbono se convierten en piruvato. Los grupos de 4 átomos de carbono provienen de aminoácidos que se convierten en oxalacetato, y los grupos de 5 átomos de carbono conducen a la obtención de α-cetoglutarato. Algunos aminoácidos aparecen 2 veces, ya que pueden participar en varias rutas para formar intermedios del ciclo del ácido cítrico.

Energía obtenida de los aminoácidos

Normalmente solo una pequeña cantidad (alrededor de un 10%) de nuestras reservas energéticas proviene de los aminoácidos. Sin embargo, en condiciones extremas de ayuno e inanición, cuando ya no quedan reservas de hidratos de carbono ni de grasas, se puede obte-

ner energía de ellos. Si los aminoácidos son la única fuente de energía durante un largo periodo de tiempo, la rotura de las proteínas corporales conduce eventualmente a la destrucción de los tejidos corporales esenciales.

EJERCICIO RESUELTO 18.17

Átomos de carbono de aminoácidos

¿Qué productos de degradación de los aminoácidos son intermedios del ciclo del ácido cítrico?

SOLUCIÓN

Los átomos de carbono de los aminoácidos intervienen en el ciclo del ácido cítrico como acetil CoA, α-cetoglutarato, succinil CoA, fumarato u oxalacetato.

¡AHORA TÚ!

¿Qué aminoácidos proporcionan átomos de carbono que participan en el ciclo del ácido cítrico como α-cetoglutarato?

Visión general del metabolismo

En este capítulo hemos estudiado cómo los procesos catabólicos degradan las moléculas grandes y las convierten en moléculas más pequeñas, que se emplean en la producción de energía mediante el ciclo del ácido cítrico y el transporte electrónico. También hemos visto que los procesos anabólicos permiten sintetizar moléculas grandes en la célula. En una visión de conjunto del metabolismo, hay varios puntos de intersección en los que los compuestos pueden ser degradados para producir energía o empleados en la síntesis de moléculas más grandes. Por ejemplo, la glucosa puede ser degradada a acetil CoA, que es empleada en el ciclo del ácido cítrico para producir energía, o se puede convertir en glucógeno y ser almacenada como reserva energética. Cuando las reservas de glucógeno se agotan, se puede obtener energía de la degradación de ácidos grasos. Los aminoácidos normalmente se emplean para la síntesis de compuestos nitrogenados en las células, pero en casos extremos también pueden ser empleados para la producción de energía, una vez convertidos en intermedios del ciclo del ácido cítrico. En la síntesis de algunos aminoácidos, los α-cetoácidos del ciclo del ácido cítrico pueden participar en una gran variedad de reacciones en las que se transforman en aminoácidos mediante la transaminación a glutamato (fig. 18.23).

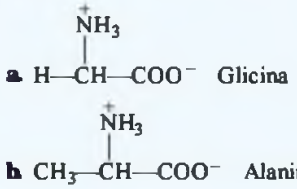
EJERCICIOS Y PROBLEMAS

Degradación de aminoácidos

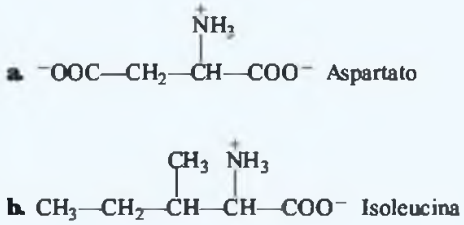
18.77 ¿Cuáles son los reactivos y los productos en una reacción de transaminación?

18.78 ¿Qué tipos de enzimas catalizan las reacciones de transaminación?

18.79 Formula el α-cetoácido que se obtiene en la transaminación de los siguientes aminoácidos:



18.80 Formula el α-cetoácido que se obtiene en la transaminación de los siguientes aminoácidos:



18.81 ¿Por qué el organismo convierte el NH_4^+ en urea?

18.82 ¿Cuál es la estructura de la urea?

18.83 ¿Qué sustrato o sustratos metabólicos se pueden obtener de los átomos de carbono de los siguientes aminoácidos?
a. alanina
b. aspartato
c. valina
d. glutamina

18.84 ¿Qué sustrato o sustratos metabólicos se pueden obtener de los átomos de carbono de los siguientes aminoácidos?
a. leucina
b. asparagina
c. cisteína
d. arginina

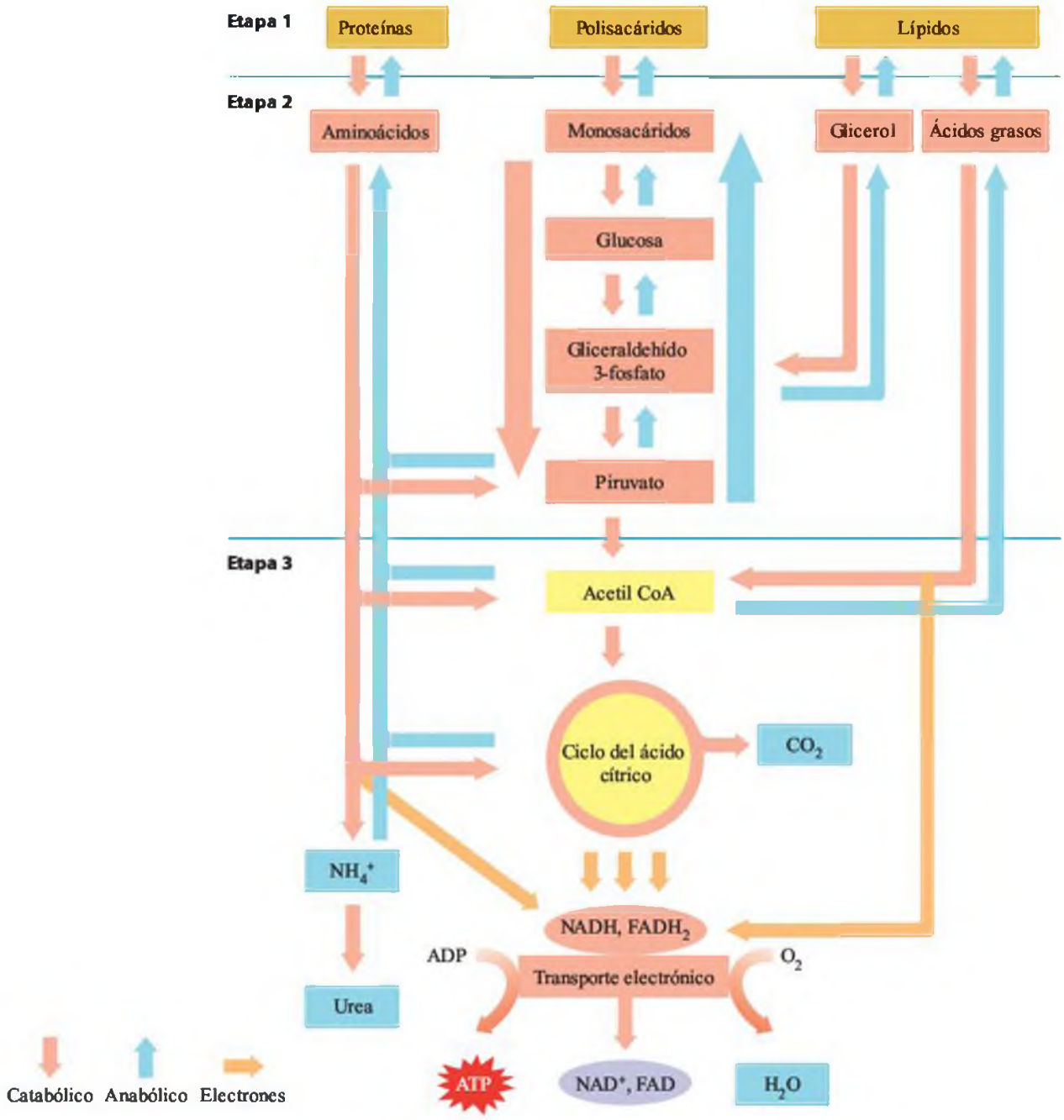
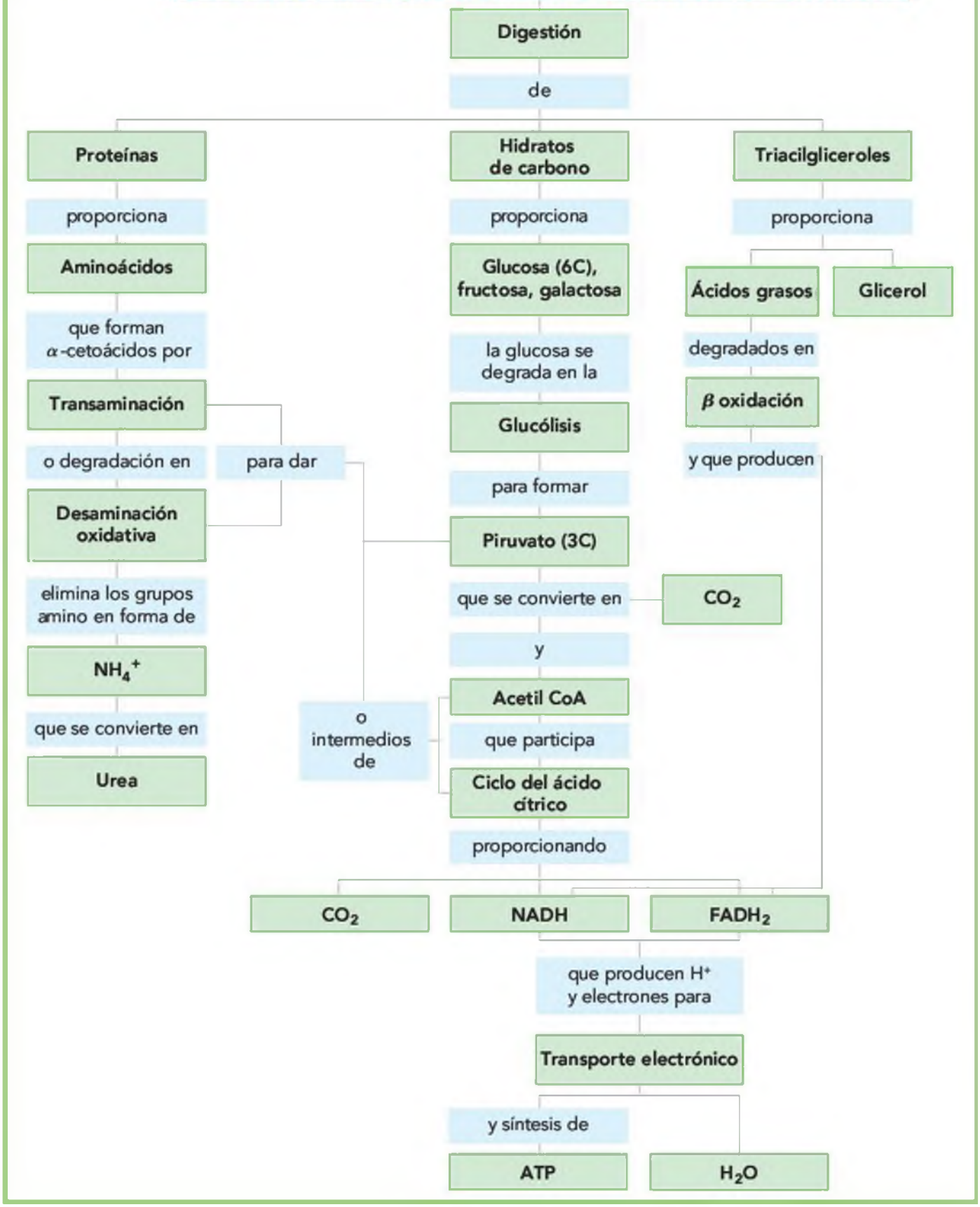


FIGURA 18.23 Procesos catabólicos y anabólicos que proporcionan la energía y los compuestos necesarios para la célula.
P ¿En qué condiciones celulares se produce la degradación de aminoácidos para obtener energía?

MAPA CONCEPTUAL

PROCESOS METABÓLICOS Y PRODUCCIÓN DE ENERGÍA



¡DE UN VISTAZO!

18.1 Metabolismo y energía ATP

El objetivo es... conocer las tres etapas del metabolismo y la función del ATP.

El metabolismo comprende todas las reacciones catabólicas y anabólicas que se producen en la célula. Las reacciones catabólicas permiten degradar moléculas grandes y obtener moléculas más pequeñas con liberación de energía en el proceso. Las reacciones anabólicas necesitan energía para sintetizar moléculas grandes a partir de moléculas más pequeñas. Las 3 etapas del metabolismo comprenden la digestión de alimentos, la degradación de monómeros (como la glucosa para producir piruvato) y la obtención de energía a partir de compuestos con 2 o 3 átomos de carbono. La energía obtenida de las reacciones catabólicas se almacena en el adenosina trifosfato (ATP), un compuesto rico en energía que es hidrolizado cuando se requiere energía en las reacciones anabólicas.

18.2 Digestión de alimentos

El objetivo es... conocer los lugares donde se produce la digestión y reconocer los compuestos obtenidos en la digestión de hidratos de carbono, triacilgliceroles y proteínas.

La digestión de hidratos de carbono comprende una serie de reacciones que permiten degradar los polisacáridos a glucosa, galactosa y fructosa. Estos monómeros entran en el torrente sanguíneo tras ser absorbidos a través de la pared intestinal, y son transportados a las células, donde proporcionan la energía y los átomos de carbono necesarios para la síntesis de nuevas moléculas. Los triacilgliceroles son hidrolizados en el intestino delgado a monoacilgliceroles y ácidos grasos, que atraviesan la pared intestinal y forman nuevos triacilgliceroles. Estos triacilgliceroles se unen a proteínas para formar quilomicrones, que permiten el transporte de los ácidos grasos a través del sistema linfático y el torrente sanguíneo hasta llegar a los tejidos. La digestión de proteínas, que comienza en el estómago y continúa en el intestino delgado, implica la hidrólisis de los enlaces peptídicos para formar aminoácidos que son absorbidos por la pared intestinal y transportados a las células.

18.3 Coenzimas de interés y procesos metabólicos

El objetivo es... identificar los componentes y las funciones de las coenzimas FAD, NAD^+ y coenzima A.

FAD y NAD^+ son las formas oxidadas de las coenzimas que participan en las reacciones de oxido-reducción que se producen en el organismo. Cuando captan protones y electrones, se convierten en $FADH_2$ y $NADH + H^+$. La coenzima A contiene un grupo tiol que normalmente se une al grupo acetilo (con 2 carbonos) para formar la acetil CoA.

18.4 Glucólisis: oxidación de la glucosa

El objetivo es... describir la conversión de la glucosa en piruvato en la glucólisis y el proceso posterior de transformación del piruvato en acetil CoA o lactato.

La glucólisis es un proceso metabólico que tiene lugar en el citosol y que permite degradar la glucosa (6 átomos de carbono) y convertirla en 2 moléculas de piruvato (3 carbonos por piruvato) mediante una secuencia de 10 reacciones. La serie completa de reacciones produce 2 moléculas de la coenzima reducida NADH y 2 ATP. En condiciones aeróbicas, el piruvato se oxida en la mitocondria a acetil CoA. En ausencia de oxígeno, el piruvato se reduce a lactato y se recupera NAD^+, que permite continuar con el proceso de glucólisis.

18.5 Ciclo del ácido cítrico

El objetivo es... describir, en el ciclo del ácido cítrico, la oxidación de la acetil CoA.

En la secuencia de reacciones denominada ciclo del ácido cítrico, el grupo acetilo se combina con oxalacetato para producir citrato. Posteriormente, el citrato sufre una oxidación con descarboxilación que conduce a la obtención de CO_2, GTP, 3 moléculas de NADH y $FADH_2$, con regeneración del oxalacetato. La fosforilación directa de ADP y de GTP permite obtener ATP.

18.6 Transporte electrónico

El objetivo es... conocer los transportadores electrónicos que participan en el transporte electrónico.

Los transportadores electrónicos que transfieren protones y electrones incluyen el FMN, los complejos proteicos de hierro y azufre, la coenzima Q y varios citocromos. Tanto las proteínas con hierro y azufre como los citocromos contienen iones hierro, que se reducen a Fe^{2+} y son posteriormente reoxidados a Fe^{3+} a medida que los electrones son aceptados y cedidos más adelante al siguiente transportador electrónico. Las coenzimas reducidas NADH y $FADH_2$, que participan en diversos procesos metabólicos, son oxidadas a NAD^+ y FAD cuando ceden protones y electrones al sistema de transporte electrónico. El aceptor electrónico final, el O_2, se combina con los protones y los electrones del transporte electrónico para producir H_2O. El descenso energético que se va produciendo a lo largo de la cadena del transporte electrónico proporciona la energía necesaria para la síntesis de ATP en 3 momentos del mismo.

18.7 Fosforilación oxidativa y ATP

El objetivo es... conocer el proceso de fosforilación oxidativa en la síntesis del ATP y calcular la cantidad de ATP sintetizada por oxidación completa de la glucosa.

Los complejos proteicos del transporte electrónico actúan como bombas de protones que permiten introducir protones en el interior de la membrana interna de las mitocondrias, lo que genera un gradiente protónico. Cuando los protones regresan a la matriz, a través de la ATP sintasa, se genera energía. Esta energía es empleada en la síntesis de ATP en un proceso denominado fosforilación oxidativa. La oxidación del NADH proporciona 3 moléculas de ATP, y del $FADH_2$ se obtienen otros 2 ATP. La energía del NADH que se produce en el citoplasma se emplea para formar $FADH_2$. En condiciones aeróbicas, la oxidación completa de la glucosa proporciona un total de 26 moléculas de ATP.

18.8 Oxidación de ácidos grasos

El objetivo es... conocer el proceso metabólico de β oxidación y calcular el ATP obtenido de la oxidación completa de los ácidos grasos.

Cuando se necesitan los ácidos grasos para obtener energía, estos se unen a la coenzima A y son transportados a la mitocondria, donde experimentan una β oxidación. El tioéster formado por el ácido graso y la coenzima A es oxidado, formando otro tioéster de menor longitud, acetil CoA y las coenzimas reducidas NADH y $FADH_2$. Aunque la energía que se obtiene de cada ácido graso depende de su longitud, cada ciclo de oxidación proporciona 5 moléculas de ATP, y se obtienen otros 12 ATP de la acetil CoA que ingresa en el ciclo del ácido cítrico. Cuando en la célula existen niveles elevados de acetil CoA, se produce la cetogenia, con generación de cuerpos cetónicos y acetoacetato, que puede causar cetosis y acidosis.

18.9 Degradación de aminoácidos

El objetivo es... conocer las reacciones de transaminación, desaminación oxidativa y la entrada de los carbonos de aminoácidos en el ciclo del ácido cítrico.

Cuando la cantidad de aminoácidos en la célula es muy superior a la necesaria para la síntesis de compuestos nitrogenados, el proceso de transaminación convierte los aminoácidos en α-cetoácidos y glutamato. La desaminación oxidativa del glutamato proporciona iones amonio y α-cetoglutarato. Finalmente, los iones amonio obtenidos en la desaminación oxidativa se convierten en urea. Los átomos de carbono producto de la degradación de los aminoácidos pueden participar en el ciclo del ácido cítrico o en otras rutas metabólicas. Algunos aminoácidos se sintetizan a partir del grupo amino del glutamato, cuando es transferido a un α-cetoácido obtenido de la glucólisis o del ciclo del ácido cítrico.

REACCIONES. RESUMEN

HIDRÓLISIS DEL ATP

$$ATP + H_2O \longrightarrow ADP + P_i + 7{,}3\ kcal/mol$$

FORMACIÓN DE ATP

$$ADP + P_i + 7{,}3\ kcal/mol \longrightarrow ATP$$

REDUCCIÓN DE FAD Y NAD+

$$FAD + 2H^+ + 2e^- \longrightarrow FADH_2$$

$$NAD^+ + 2H^+ + 2e^- \longrightarrow NADH + H^+$$

DIGESTIÓN DE PROTEÍNAS

$$\text{Proteína} + H_2O \xrightarrow{H^+} \text{Aminoácidos}$$

GLUCÓLISIS

$$\underset{\text{Glucosa}}{C_6H_{12}O_6} + 2ADP + 2P_i + 2NAD^+ \longrightarrow \underset{\text{Piruvato}}{2CH_3{-}\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}{-}COO^-} + 2ATP + 2NADH + 4H^+$$

OXIDACIÓN DEL PIRUVATO A ACETIL CoA

$$\underset{\text{Piruvato}}{CH_3{-}\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}{-}COO^-} + NAD^+ + HS{-}CoA \longrightarrow \underset{\text{Acetil CoA}}{CH_3{-}\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}{-}S{-}CoA} + NADH + CO_2$$

CICLO DEL ÁCIDO CÍTRICO

$$\text{Acetil CoA} + 3NAD^+ + FAD + GDP + P_i + 2H_2O \longrightarrow 2CO_2 + 3NADH + 2H^+ + FADH_2 + CoA + GTP$$

TRANSPORTE ELECTRÓNICO

$$NADH + H^+ + 3ADP + 3P_i + \tfrac{1}{2}O_2 \longrightarrow NAD^+ + 3ATP + H_2O$$

$$FADH_2 + 2ADP + 2P_i + \tfrac{1}{2}O_2 \longrightarrow FAD + 2ATP + H_2O$$

OXIDACIÓN COMPLETA DE LA GLUCOSA

$$C_6H_{12}O_6 + 6O_2 + 36ADP + 36P_i \longrightarrow 6CO_2 + 6H_2O + 36ATP$$

REDUCCIÓN DEL PIRUVATO A LACTATO

$$\underset{\text{Piruvato}}{CH_3{-}\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}{-}COO^-} + NADH + H^+ \longrightarrow \underset{\text{Lactato}}{CH_3{-}\overset{\overset{\displaystyle OH}{|}}{CH}{-}COO^-} + NAD^+$$

β OXIDACIÓN DE ÁCIDOS GRASOS

$$\text{Miristil CoA} + 6CoA + 6FAD + 6NAD^+ + 6H_2O \longrightarrow 7\ \text{acetil CoA} + 6FADH_2 + 6NADH + 6H^+$$

HIDRÓLISIS DE DISACÁRIDOS

$$\text{Lactosa} + H_2O \xrightarrow{\text{Lactasa}} \text{galactosa} + \text{glucosa}$$

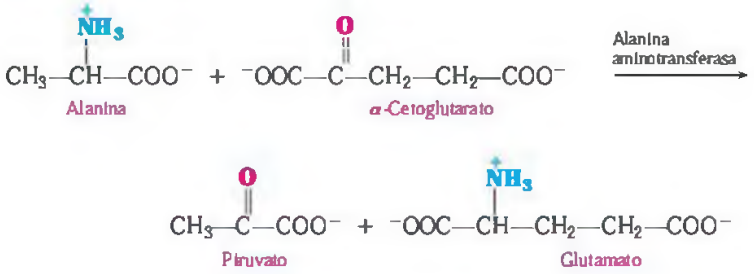
$$\text{Sacarosa} + H_2O \xrightarrow{\text{Sacarasa}} \text{fructosa} + \text{glucosa}$$

$$\text{Maltosa} + H_2O \xrightarrow{\text{Maltasa}} \text{glucosa} + \text{glucosa}$$

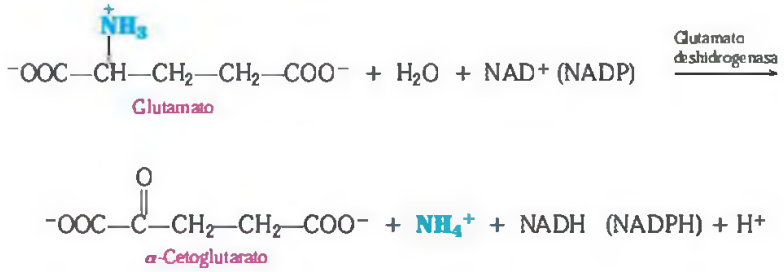
DIGESTIÓN DE TRIACILGLICEROLES

$$\text{Triacilgliceroles} + 3H_2O \xrightarrow{\text{Lipasas}} \text{glicerol} + 3\ \text{ácidos grasos}$$

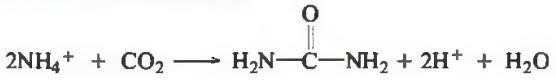
TRANSAMINACIÓN



DESAMINACIÓN OXIDATIVA



CICLO DE LA UREA



TÉRMINOS CLAVE

Acetil CoA Unidad acetilo de 2 átomos de carbono que se obtiene de la oxidación del piruvato y se une a la coenzima A.

Acidosis Situación que se alcanza cuando desciende el pH de la sangre como consecuencia de la formación de cuerpos cetónicos ácidos.

ADP Adenosina difosfato, formado por la hidrólisis del ATP, que consiste en adenina (A), el azúcar ribosa y 2 grupos fosfato (P_i).

Aeróbico En presencia de oxígeno en la célula.

Amilasa Enzima que hidroliza los enlaces glicosídicos de los polisacáridos durante la digestión.

Anaeróbico En ausencia de oxígeno en la célula.

ATP Adenosina trifosfato, compuesto rico en energía que sirve de almacén energético celular y que consiste en adenosina, el azúcar ribosa y 3 grupos fosfato.

ATP sintasa Complejo enzimático que emplea la energía liberada cuando los protones regresan a la matriz de las mitocondrias en la síntesis de ATP a partir de ADP y P_i.

Beta (β) oxidación Proceso de degradación de los ácidos grasos que elimina unidades de 2 átomos de carbono del ácido graso del carbono β oxidado.

Bombas de protones Los complejos enzimáticos I, II, III y IV que desplazan los protones de la matriz al espacio intermembranal de la mitocondrias, creando un gradiente protónico.

Cetosis Condición que se alcanza en el organismo cuando hay una gran cantidad de cuerpos cetónicos que no pueden ser metabolizados y producen una disminución del pH de la sangre.

Ciclo del ácido cítrico Reacciones de oxidación en serie que se dan en la mitocondria y que convierten las moléculas de acetil CoA en CO_2, a la vez que generan NADH y $FADH_2$. También se conoce como ciclo del ácido tricarboxílico o ciclo de Krebs.

Ciclo de la urea Proceso mediante el cual los iones amonio, obtenidos en la degradación de aminoácidos, son convertidos en urea.

Citocromos Proteínas que contienen hierro y que transfieren electrones de la coenzima reducida QH_2 al oxígeno.

Citoplasma Material entre el núcleo y la membrana plasmática en células eucarióticas.

Citosol Fluido del citoplasma que consiste en una disolución acuosa de electrolitos y enzimas.

Coenzima A (CoA) Coenzima que transporta grupos acilo y acetilo.

Coenzima Q (CoQ, Q) Transportador móvil que transfiere electrones del NADH y el $FADH_2$ al citocromo *b* del complejo III.

Complejos hierro-azufre (Fe-S) Proteínas que contienen hierro y azufre, en las que los iones hierro aceptan o ceden electrones en el proceso del transporte electrónico.

Cuerpos cetónicos Son los productos de la cetogenia: acetoacetato, β-hidroxibutirato y acetona.

Desaminación oxidativa Proceso en el que se produce la pérdida del ión amonio cuando el glutamato es degradado a α-cetoglutarato.

Descarboxilación Pérdida de átomos de carbono en forma de dióxido de carbono.

Digestión Proceso del tracto gastrointestinal que convierte los alimentos en pequeñas moléculas que pueden atravesar la membrana intestinal y entrar en el torrente sanguíneo.

FAD Flavina adenina dinucleótido, coenzima de las enzimas deshidrogenasas que cataliza la formación de dobles enlaces carbono-carbono.

FMN (flavina mononucleótido) Transportador electrónico derivado de la riboflavina (vitamina B_2) que transfiere protones y electrones del NADH al sistema del transporte electrónico.

Fosforilación oxidativa Síntesis de ATP a partir de ADP y P_i que emplea la energía generada en las reacciones de oxidación del transporte electrónico.

Glucólisis Proceso de 10 reacciones que convierte la glucosa en 2 moléculas de piruvato.

Metabolismo Todas las reacciones químicas que tienen lugar en células vivas para llevar a cabo transformaciones moleculares o energéticas.

Mitocondria Orgánulos de la célula donde tienen lugar las reacciones de producción de energía.

Modelo quimiosmótico Teoría que explica la conservación de energía del transporte electrónico, en el que se bombean protones al espacio intermembranal de las mitocondrias para producir un gradiente de protones que proporciona la energía para la síntesis del ATP.

NAD^+ Aceptor de hidrógeno empleado en las reacciones de oxidación que conducen a la formación de dobles enlaces carbono-oxígeno.

Reacción anabólica Reacción metabólica que requiere energía.

Reacción catabólica Reacción metabólica que produce energía para la célula mediante la degradación y la oxidación de la glucosa y otras moléculas.

Transaminación Transferencia de un grupo amino de un aminoácido a un α-cetoácido.

Transporte electrónico Serie de reacciones que se producen en la mitocondria y que consisten en la transferencia electrónica del NADH y el $FADH_2$ a diferentes transportadores electrónicos, que se organizan de mayores a menores niveles energéticos. El último transportador de la cadena es el O_2, que se convierte en H_2O. Los cambios energéticos en 3 de las etapas de este proceso proporcionan la energía para la síntesis de ATP.

COMPRENDER LOS CONCEPTOS

18.85 El ácido láurico, $CH_3—(CH_2)_{10}—COOH$, es un ácido graso saturado que se obtiene del aceite de coco.

a. Escribe la fórmula de la forma activada del ácido láurico.

b. Indica cuáles son los átomos de carbono α y β de la estructura obtenida.

c. Escribe la reacción global para la β oxidación completa del ácido láurico.

d. ¿Cuántas unidades de acetil CoA se producen?

e. ¿Cuántos ciclos de β oxidación son necesarios?

f. Indica la cantidad total de ATP producido en la β oxidación del ácido láurico (ácido graso de 12 átomos de carbono), completando los siguientes cálculos:

	activación	⟶	−2 ATP
_____	acetil CoA	⟶	_____ ATP
_____	$FADH_2$	⟶	_____ ATP
_____	NADH	⟶	_____ ATP
		Total	_____ ATP

18.86 Un escalador gasta 450 kcal. ¿Cuántos moles de ATP necesita?

18.87 Identifica el tipo de comida (hidratos de carbono, grasas o proteínas) que proporciona cada uno de los siguientes productos de la digestión:

a. glucosa
b. ácido graso
c. maltosa
d. glicerol
e. aminoácidos
f. dextrinas

18.88 Indica si los siguientes compuestos contienen 3 o 6 átomos de carbono y establece el orden en el que intervienen en la glucólisis.

a. 3-fosfoglicerato
b. piruvato
c. glucosa-6-fosfato
d. glucosa
e. fructosa-1,6-bifosfato

EJERCICIOS Y PROBLEMAS ADICIONALES

18.89 Formula la reacción para la hidrólisis del ATP a ADP.

18.90 Si en el gimnasio se gastan 300 kcal al pedalear en la bicicleta estática durante 1 hora, ¿cuántos moles de ATP se necesitan?

18.91 ¿Cómo y dónde se produce la digestión de la lactosa en el organismo? ¿Cuáles son los productos?

18.92 ¿Cómo y dónde se produce la digestión de la sacarosa en el organismo? ¿Cuáles son los productos?

18.93 ¿Cuáles son el reactivo inicial y el producto de la glucólisis?

18.94 ¿Cuál es el tipo general de reacción que tiene lugar en la digestión de hidratos de carbono?

18.95 ¿Cuándo se convierte el piruvato en lactato en el organismo?

18.96 Cuando se emplea el piruvato para producir acetil CoA, esta tiene solo 2 átomos de carbono. ¿Qué sucede con el tercer átomo de carbono del piruvato?

18.97 ¿Cuál es la función principal del ciclo del ácido cítrico en la producción de energía?

18.98 Muchos procesos metabólicos no se consideran ciclos. ¿Por qué el ciclo del ácido cítrico se considera un ciclo metabólico?

18.99 Si no hay ninguna reacción del ciclo del ácido cítrico en la que intervenga el O_2, ¿por qué el ciclo opera en condiciones aeróbicas?

18.100 ¿Qué productos del ciclo del ácido cítrico son necesarios para el transporte electrónico?

18.101 En el modelo quimiosmótico, ¿cómo se consigue la energía para la síntesis del ATP?

18.102 ¿Cuál es el efecto provocado por la acumulación de protones en el espacio intermembranar?

18.103 ¿Cuántos ATP se producen cuando la glucosa es oxidada a piruvato, con respecto a la oxidación de glucosa a CO_2 y H_2O?

18.104 ¿Qué sustratos metabólicos se pueden obtener de los átomos de carbono de cada uno de los siguientes aminoácidos?
a. leucina
b. isoleucina
c. cisteína
d. fenilalanina

¡ACEPTA EL RETO!

18.105 Una célula a pleno rendimiento es capaz de hidrolizar 2 millones (2 000 000) de moléculas de ATP en un segundo. Algunos investigadores han estimado que el número de células que contiene el cuerpo humano es de alrededor de 10^{13}.
a. ¿Qué cantidad de energía en kcal pueden producir las células del cuerpo en un día?
b. Si el ATP tiene una masa molar de 507 g/mol, ¿cuántos moles de ATP se hidrolizan?

18.106 Indica si cada uno de los siguientes procesos produce o consume ATP:
a. ciclo del ácido cítrico
b. conversión de la glucosa en 2 piruvatos
c. obtención de acetil CoA a partir de piruvato
d. formación de glucosa-6-fosfato a partir de glucosa
e. oxidación del α-cetoglutarato
f. transporte del NADH a través de la membrana mitocondrial
g. activación de un ácido graso

18.107 Conecta los siguientes rendimientos en ATP con las reacciones a-g:

2 ATP	3 ATP	6 ATP	12 ATP
18 ATP	36 ATP	44 ATP	

a. Conversión de glucosa en 2 piruvatos.
b. Formación de acetil CoA a partir de piruvato.
c. Conversión de glucosa en 2 unidades de acetil CoA.
d. La acetil CoA completa un ciclo del ácido cítrico.
e. El ácido caproico (C_6) es oxidado por completo.
f. El NADH + H^+ es oxidado a NAD^+.
g. El $FADH_2$ es oxidado a FAD.

18.108 Identifica cada una de las siguientes reacciones (de la **a.** a la **e.**) de la β oxidación del ácido palmítico (C_{16}), un ácido graso, como:
(1) activación
(2) primera deshidrogenación (oxidación)
(3) hidratación
(4) segunda deshidrogenación
(5) pérdida de acetil CoA
a. El palmitil CoA y la coenzima FAD forman palmitil CoA α, β-insaturada y $FADH_2$.
b. La β–cetopalmitil CoA forma miristil CoA y acetil CoA.
c. El ácido palmítico y el ATP forman palmitil CoA.
d. La palmitil CoA α, β-insaturada y el H_2O forman β-hidroxipalmitil CoA.
e. La β-hidroxipalmitil CoA y la NAD^+ forman β-cetopalmitil CoA y NADH + H^+.

18.109 ¿Cuál de las siguientes moléculas producirá más ATP?
a. glucosa o maltosa
b. ácido mirístico $CH_3—(CH_2)_{12}—COOH$ o ácido esteárico $CH_3—(CH_2)_{16}—COOH$
c. glucosa o 2 unidades de acetil CoA
d. glucosa o ácido caprílico (C_8)
e. citrato o succinato al completar un ciclo del ácido citrico

18.110 Si la acetil CoA tiene una masa molar de 809 g/mol, ¿cuántos moles de ATP se producen cuando 1,0 μg de acetil CoA completa un ciclo del ácido cítrico?

RESPUESTAS

Respuestas de *¡Ahora tú!*

18.1 El citoplasma es todo el material celular que se encuentra entre la membrana celular y el núcleo. El citosol, que es una disolución de electrolitos y enzimas, es la parte líquida del citoplasma.

18.2 Adenina, ribosa y 3 grupos fosfato.

18.3 La digestión de la amilosa comienza en la boca, donde la amilasa, presente en la saliva, hidroliza algunos de los enlaces glicosídicos. En el intestino delgado, la amilasa pancreática hidroliza más enlaces glicosídicos, y finalmente la maltosa es hidrolizada por la maltasa para formar glucosa.

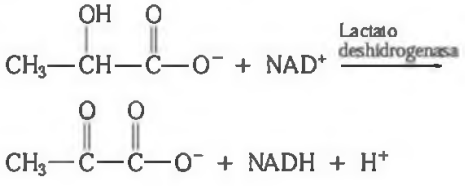
18.4 En la membrana del intestino delgado los monoacilgliceroles y los ácidos grasos se recombinan para formar nuevos triacilgliceroles, que posteriormente se unen a proteínas para formar quilomicrones, que permiten el transporte de los triacilgliceroles al sistema linfático y al torrente sanguíneo.

18.5 El HCl desnaturaliza las proteínas y activa enzimas como la pepsina.

18.6 $FADH_2$

18.7 En las reacciones iniciales de la glucólisis, la energía de 2 moléculas de ATP es invertida en la conversión de la glucosa en fructosa-1,6-bifosfato.

18.8



18.9 oxalacetato

18.10 **a.** oxidación **b.** reducción

18.11 El oxígeno (O_2) es la última sustancia que acepta electrones.

18.12 Los complejos proteicos I, III y IV bombean protones de la matriz al espacio intermembranar.

18.13 Un ciclo del ácido cítrico produce un total de 12 ATP: 9 ATP se obtienen de 3 NADH, 2 ATP se obtienen del $FADH_2$ y un ATP de una reacción de fosforilación directa.

18.14 NAD^+

18.15 En la β oxidación, cada acetil CoA que entra en el ciclo del ácido cítrico produce 3 NADH, $FADH_2$ y GTP para un total de 12 ATP. Las coenzimas reducidas NADH y $FADH_2$ cuando participan en el transporte electrónico solo proporcionan 5 ATP.

18.16 El proceso de desaminación oxidativa permite regenerar el α-cetoglutarato a partir de glutamato.

18.17 Los aminoácidos arginina, glutamina, histidina y prolina proporcionan átomos de carbono para formar α-cetoglutarato.

Respuestas de los *Ejercicios y problemas* seleccionados

18.1 La digestión de polisacáridos tiene lugar en la etapa 1.

18.3 En el metabolismo, una reacción catabólica hidroliza moléculas grandes con liberación de energía.

18.5 La hidrólisis del enlace fosfodiéster (P—O—P) del ATP libera la energía suficiente para cubrir las necesidades energéticas de la célula.

18.7 La hidrólisis es la reacción principal en la digestión de hidratos de carbono.

18.9 **a.** lactosa **b.** glucosa y fructosa
c. glucosa y glucosa

18.11 Las sales biliares emulsionan las grasas para formar pequeños glóbulos grasos, que son hidrolizados por las lipasas.

18.13 La digestión de las proteínas comienza en el estómago y se completa en el intestino delgado.

18.15 **a.** NADH **b.** FAD

18.17 FAD

18.19 glucosa

18.21 El ATP es necesario para las reacciones de fosforilación.

18.23 El ATP se produce en la glucólisis por transferencia directa de fosfato del 1,3-bisfosfoglicerato y del fosfoenolpiruvato al ADP.

18.25 **a.** Se necesita 1 ATP.
b. Se produce 1 NADH por cada ribosa.
c. Se producen 2 ATP y 2 NADH.

18.27 Se requieren condiciones aeróbicas (presencia de oxígeno).

18.29 La oxidación del piruvato convierte el NAD^+ en NADH y produce acetil CoA y CO_2.
Piruvato + NAD^+ + CoA $\longrightarrow$ acetil CoA + CO_2 + NADH + H^+

18.31 Cuando el piruvato se reduce a lactato, el NAD^+ es empleado para oxidar el gliceraldehído-3-fosfato, y se convierte en NADH.

18.33 $2CO_2$, 3NADH, $FADH_2$, GTP (ATP), CoA y $2H^+$

18.35 Dos reacciones, las reacciones 3 y 4, implican una descarboxilación oxidativa.

18.37 El NAD^+ se reduce en las reacciones 3, 4 y 8 del ciclo del ácido cítrico.

18.39 En la reacción 5, el GDP experimenta una fosforilación directa a nivel de sustrato.

18.41 **a.** citrato e isocitrato
b. En una reacción de descarboxilación, en la que un átomo de carbono se pierde como CO_2.
c. α-cetoglutarato
d. isocitrato $\longrightarrow$ α-cetoglutarato; α-cetoglutarato $\longrightarrow$ succinil CoA; succinato $\longrightarrow$ fumarato; malato $\longrightarrow$ oxalacetato
e. reacciones 3 y 8

18.43 forma oxidada

18.44 **a.** oxidación
b. reducción

18.47 NADH y $FADH_2$

18.49 FAD, coenzima Q, citocromo *b*, citocromo *c*

18.51 El transportador móvil coenzima Q transfiere electrones del complejo I al complejo III.

18.53 El NADH transfiere electrones al FMN del complejo I y se convierte en NAD^+.

18.55 **a.** NADH + H^+ + FMN $\longrightarrow$ NAD^+ + $FMNH_2$
b. QH_2 + 2 citocromo *b* (Fe^{3+}) $\longrightarrow$ Q + 2 citocromo *b* (Fe^{2+}) + $2H^+$

18.57 En la fosforilación oxidativa, la energía obtenida en las reacciones de oxidación del transporte electrónico es empleada en la síntesis de ATP.

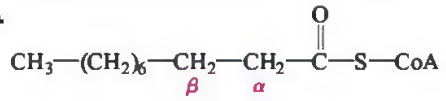
18.59 Los protones regresan a una situación de menor energía en la matriz pasando a través del complejo de ATP sintasa, y se libera la energía necesaria para la síntesis de ATP.

18.61 Las coenzimas reducidas NADH y $FADH_2$, obtenidas en la glucólisis y en el ciclo del ácido cítrico, transfieren electrones al sistema del transporte electrónico; la energía generada se emplea en la síntesis de ATP.

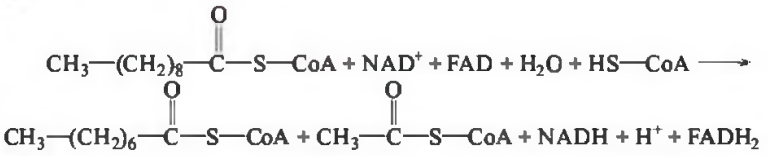
18.63 **a.** 3 ATP
b. 6 ATP
c. 6 ATP
d. 12 ATP

18.65 En el citosol, en la membrana mitocondrial externa.

18.67 **a.** y **b.**



c.



d.

$CH_3(CH_2)_8—COOH + 5CoA + 4FAD + 4NAD^+ + 4H^2O \longrightarrow$
$5 \text{ acetil CoA} + 4FADH_2 + 4NADH + 4H^+$

18.69 La hidrólisis de ATP a AMP elimina 2 fosfatos inorgánicos del ATP, que son los mismos que se obtienen cuando 2ATP son hidrolizados a 2ADP.

18.71 **a.** 5 unidades de acetil CoA
b. 4 ciclos de β oxidación
c. 60 ATP de 5 acetil CoA (ciclo del ácido cítrico) + 12 ATP de 3 NADH + 8 ATP de 4 $FADH_2$ – 2 ATP (activación) = 80 – 2 = 78 ATP

18.73 Los cuerpos cetónicos se forman en el organismo cuando hay un exceso de acetil CoA, producto de la hidrólisis de grandes cantidades de grasas.

18.75 Los niveles elevados de cuerpos cetónicos inducen la cetosis, situación caracterizada por el desarrollo de acidosis (disminución del pH de la sangre), micción excesiva y sensación de sed continua.

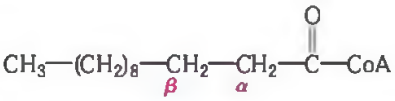
18.77 Los reactivos son un aminoácido y un α-cetoácido, y los productos un nuevo aminoácido y un nuevo α-cetoácido.

18.79 **a.** $H—C(=O)—COO^-$ **b.** $CH_3—C(=O)—COO^-$

18.81 El NH_4^+ es tóxico si se acumula en el organismo.

18.83 **a.** piruvato **b.** oxalacetato, fumarato
c. succinil CoA **d.** α-cetoglutarato

18.85 **a.** y **b.**



c. lauril CoA + 5CoA + 5FAD + 5NAD⁺ + $5H_2O \longrightarrow$
6 acetil CoA + $5FADH_2$ + 5NADH + $5H^+$

d. Se producen 6 unidades de acetil CoA.
e. Se requieren 5 ciclos de β oxidación.

f.

Activación		$\longrightarrow$	–2 ATP
6 acetil CoA	× 12 ATP	$\longrightarrow$	72 ATP
5 $FADH_2$	× 2 ATP	$\longrightarrow$	10 ATP
5 NADH	× 3 ATP	$\longrightarrow$	15 ATP
		Total	95 ATP

18.87 **a.** hidrato de carbono
b. grasa
c. hidrato de carbono
d. grasa
e. proteína
f. hidrato de carbono

18.89 $ATP + H_2O \longrightarrow ADP + P_i + 7{,}3$ kcal/mol

18.91 La lactosa es digerida por las células mucosales del intestino delgado, que la hidrolizan a galactosa y glucosa.

18.93 La glucosa es el reactivo, y el piruvato el producto de la glucólisis.

18.95 El piruvato se convierte en lactato cuando no hay oxígeno en la célula (condiciones anaeróbicas) para regenerar el NAD^+ necesario para la glucólisis.

18.97 Las reacciones de oxidación del ácido cítrico proporcionan las coenzimas reducidas necesarias para el transporte electrónico y la síntesis de ATP.

18.99 Las coenzimas oxidadas NAD^+ y FAD, necesarias para el ciclo del ácido cítrico, son regeneradas en el sistema del transporte electrónico.

18.101 La energía liberada como flujo protónico a través de la ATP sintasa, en dirección a la matriz, es utilizada en la síntesis de ATP.

18.103 La oxidación de la glucosa a piruvato produce 6 ATP, mientras que la oxidación de la glucosa a CO_2 y H_2O produce 36 ATP.

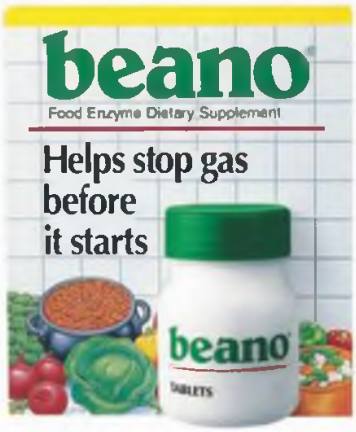
18.105 **a.** 21 kcal
b. 1500 g de ATP

18.107 **a.** 6 ATP/glucosa
b. 3 ATP/piruvato
c. 12 ATP/glucosa
d. 12 ATP/acetil CoA
e. 44 ATP/ácido C_6
f. 3 ATP/NADH
g. 2 ATP/$FADH_2$

18.109 **a.** maltosa
b. ácido esteárico
c. glucosa
d. ácido cáprico
e. citrato

Combina los conceptos de los capítulos 16 a 18

CC.29 Cierto producto comercial contiene una enzima que hidroliza los polisacáridos a mono- y disacáridos y los hace por tanto más digeribles. Este producto natural ayuda a prevenir la formación de los gases que se pueden generar tras la ingesta de alimentos como vegetales, cereales y comidas ricas en fibras.



a. La etiqueta del producto dice «contiene alfa-galactosidasa». ¿Qué clase de enzima está presente en el producto?
b. ¿Cuál es el sustrato de la enzima?
c. Las instrucciones del producto indican que no se debe calentar ni cocinar con él. ¿Por qué?

CC.30 El Kevlar® es un polímero ligero que se emplea en la fabricación de neumáticos y de chalecos antibalas. Parte de la fortaleza que tiene el Kevlar se debe a los enlaces de hidrógeno que se forman entre las distintas cadenas del polímero.
a. Formula las estructuras del ácido carboxílico y de la amina que se polimerizan para formar el Kevlar.
b. ¿Cómo es capaz el Kevlar de formar enlaces de hidrógeno entre las distintas cadenas del polímero?
c. ¿Qué tipo de estructura secundaria de proteínas forma enlaces similares a los del Kevlar?

CC.31 Indica si cada una de las siguientes sustancias participan en el ciclo del ácido cítrico, en el transporte electrónico o en ambos procesos:
a. succinato
b. QH_2
c. FAD
d. citocromo *c* (Fe^{2+})
e. citocromo *c* oxidasa
f. H_2O
g. malato
h. NAD^+

CC.32 A partir del valor de 7,3 kcal por molécula de ATP producida de fuentes directas o en el transporte electrónico, determina el número total de calorías almacenadas en forma de ATP en los siguientes casos:
a. degradación de 1 mol de glucosa en la glucólisis
b. oxidación de 2 moles de piruvato a 2 moles de acetil CoA
c. oxidación completa de 1 mol de glucosa a CO_2 y H_2O
d. β oxidación de 1 mol de ácido láurico, ácido graso de 12 átomos de carbono
e. degradación de 1 mol de glutamato (de proteínas) en el ciclo del ácido cítrico

CC.33 La acetil coenzima A (CoA) es el combustible del ciclo del ácido cítrico. La acetil CoA tiene la fórmula $C_{23}H_{38}N_7O_{17}P_3S$.
a. ¿Cuáles son los componentes de la coenzima A?
b. ¿Cuál es la función de la CoA?
c. ¿A qué parte de la coenzima A se une el grupo acetilo?
d. Calcula la masa molar, con 3 cifras significativas, del acetil CoA.

CC.34 El ácido behénico es un ácido graso saturado de 22 átomos de carbono que se encuentra en los cacahuetes y en el aceite de colza.

a. Formula la estructura del ácido behénico activado.
b. Indica en la fórmula del ácido behémico activado cuáles son los carbonos α y β.
c. Escribe la reacción global para la β oxidación del ácido behénico.
d. ¿Cuántas unidades de acetil CoA se obtienen?
e. ¿Cuántos ciclos de β oxidación se necesitan para la degradación total del ácido behénico?
f. ¿Cuál es el rendimiento en moléculas de ATP de la β oxidación del ácido araquidónico?

	activación	– 2	ATP
_____	acetil CoA	_____	ATP
_____	$FADH_2$	_____	ATP
_____	NADH	_____	ATP
Total		_____	**ATP**

Fragmento de una cadena de Kevlar®

CC.35 La mantequilla es una grasa formada en un 80% por triacilgliceroles, y también por agua. Si partimos de que el triacilglicerol que contiene la mantequilla es el tripalmitato de glicerilo:

a. Escribe la reacción para la hidrólisis del tripalmitato de glicerilo.
b. ¿Cuál es la masa molar del tripalmitato de glicerilo, $C_{51}H_{98}O_6$?
c. Calcula el ATP obtenido en la degradación de los ácidos grasos de un mol de ácido palmítico.
d. ¿Cuántas kcal proporciona el ácido palmítico de un bloque de mantequilla de 14 g?
e. Si al correr durante 1h se consumen 750 kcal, ¿cuántos bloques de mantequilla como el anterior proporcionarán la energía necesaria (kcal) para una carrera de 45 minutos?

CC.36 La talasemia es una mutación genética heredada que limita la producción de la cadena beta necesaria para la formación de la hemoglobina. Con niveles bajos de hemoglobina beta, se produce una deficiencia en glóbulos rojos (anemia) y en consecuencia el organismo no tiene suficiente cantidad de oxígeno. En uno de los tipos de talasemia, se elimina un solo nucleótido del ADN que codifica la cadena beta. La mutación implica la eliminación de la timina (T) de la sección 91 en el siguiente segmento de ADN normal:

89	90	91	92	93	94	
—AGT—	GAG—	CTG—	CAC—	TGT—	GAC—	A . . . .

a. Formula la hebra complementaria de esta sección normal del ADN.
b. Escribe la secuencia de mARN del ADN normal, empleando la hebra complementaria del apartado **a**.
c. ¿Qué aminoácidos se sitúan en la cadena beta para esta porción de mARN?
d. ¿Cuál es el orden de los nucleótidos en la mutación?
e. Formula la hebra complementaria para la sección de ADN mutante.
f. Formula la secuencia de mARN del ADN mutante, empleando la hebra completa del apartado **e**.
g. ¿Qué aminoácidos se sitúan en la cadena beta por la mutación?
h. ¿Qué tipo de mutación se produce en este tipo de talasemia?
i. ¿Cómo pueden variar las propiedades de esta sección de la cadena beta con respecto a las de la proteína normal?
j. ¿Cómo pueden verse afectados los niveles estructurales de la hemoglobina si las cadenas beta no se forman?

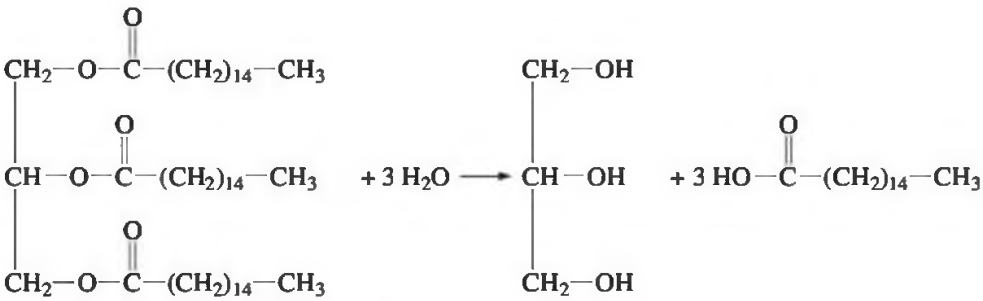
RESPUESTAS

CC.29 **a.** Una alfa-galactosidasa es una hidrolasa.
b. El sustrato es el enlace α-1,4-glicosídico de la galactosa.
c. Las temperaturas elevadas desnaturalizan a la hidrolasa y deja de ser operativa.

CC.31 **a.** ciclo del ácido cítrico
b. transporte electrónico
c. ambos
d. transporte electrónico
e. transporte electrónico
f. ambos
g. ciclo del ácido cítrico
h. ambos

CC.33 **a.** aminoetanotiol, ácido pantoténico, adenosina difosfato fosforilado
b. La coenzima A transporta un grupo acetilo al ciclo del ácido cítrico para la oxidación.
c. El grupo acetilo se une a un átomo de azufre en la parte del aminoetanotiol de la CoA.
d. 809 g/mol

CC.35 **a.**



b. tripalmitato de glicerilo, 897 g/mol
c. 129 ATP
d. 40 kcal
e. 14 bloques de mantequilla

APÉNDICE A

Apéndice a las reacciones de oxido-reducción y a la teoría ácido-base en disoluciones acuosas

Ampliación de algunos conceptos de las reacciones de transferencia de carga (ácido-base y oxidación-reducción) que presentan interés en biología.

REACCIONES REDOX

Células electroquímicas

En condiciones normales, una reacción redox ocurre cuando el agente oxidante se pone en contacto con el agente reductor. Los electrones se transfieren directamente en la disolución desde el agente reductor al agente oxidante. Si se separan ambos físicamente, la transferencia de electrones puede darse a través de un medio conductor externo y, al progresar la reacción, se produce un flujo constante de electrones. Es decir, se genera una corriente eléctrica. Este dispositivo es lo que se conoce con el nombre de célula electroquímica o pila, y está formado por dos electrodos. En uno de ellos tiene lugar la oxidación (el ánodo, negativo) y en el otro la reducción (el cátodo, positivo).

La fuerza electromotriz (fem) o voltaje de una pila es la diferencia de potencial que existe entre los dos electrodos, y puede medirse conectando un galvanómetro entre ambos. La notación convencional se conoce como diagrama de celda.

$$\underbrace{\text{reductor} \mid \text{forma oxidada}}_{\text{ánodo}} \parallel \underbrace{\text{oxidante} \mid \text{forma reducida}}_{\text{cátodo}}$$

Por ejemplo:

$$Fe^{2+} \mid Fe^{3+} \parallel MnO_4^- \mid Mn^{2+}$$

Se define como potencial de la pila ΔE_{pila}

$\Delta E_{pila} = E$(proceso anódico) + E(proceso catódico) = $E_{red} - E_{ox}$ (el signo menos es porque los potenciales tabulados se refieren a reacciones de reducción).

El potencial absoluto de un electrodo no puede medirse directamente, pero se le puede asignar un potencial arbitrario formando una pila con dicho electrodo y otro de referencia. Como electrodo de referencia suele usarse el de hidrógeno, al que se le asigna, arbitrariamente, un potencial de 0,000 V (P = 1 atm, conc. = 1 M), aunque a veces, por comodidad y facilidad de manejo, se emplea el electrodo de calomelanos ($Cl_2Hg_2 \mid Hg^0$) con $E^0 = +0{,}244$ V.

El valor de los potenciales de electrodo depende de la concentración de las disoluciones y de la temperatura, por lo que siempre deben indicarse dichas condiciones. Se denominan potenciales redox estándar a los medidos a presión atmosférica, 25 °C, pH = 0 y concentraciones 1 M, y se simbolizan como E^0.

Las sustancias que tienen E^0 positivo son más oxidantes que el hidrógeno, y las que lo tienen negativo son más reductoras que él. Toda sustancia oxida a aquellas con E^0 menor y reduce a las que tienen E^0 mayor. Es decir, para que una reacción redox ocurra espontáneamente, ΔE^0 debe ser siempre positivo.

Para cualquier reacción redox se cumple que:

$$\Delta G^0 = -n\,F\,\Delta E^0$$

siendo ΔG^0 = energía libre de Gibbs estándar; n = n.º de electrones transferidos y F = cte. Faraday = 96.487 J/V mol.

Por otra parte, para cualquier reacción

$$\Delta G^0 = -R\,T \ln K_{eq}$$

Y, por tanto:

$$E^0 = \frac{R\,T}{n\,F} \ln K_{eq} = E^0 - E$$

$$n\,F\,\Delta E^0 = R\,T \ln K_{eq}$$

la relación entre el potencial estándar y el potencial en condiciones diferentes, es la llamada ecuación de Nerst:

$$E = E^0 - \frac{R\,T}{n\,F} \ln \frac{[red]}{[ox]} = E^0 - \frac{2{,}3\,R\,T}{n\,F} \log \frac{[red]}{[ox]}$$

Siendo [red] = concentración de la forma reducida y [ox] = concentración de la forma oxidada.

A 25 °C, el valor de 2,3 $R\,T/\,F$ es 0,059.

Vamos a suponer ahora un proceso redox cualquiera en el que tiene lugar no solo la transferencia de electrones, sino también una transferencia de protones, con lo que hay que considerar la variación del pH respecto de las condiciones estándar.

$$A + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons AH_2$$

Aplicando la ecuación de Nerst tendremos:

$$E = E^{\circ} - \frac{R\,T}{2\,F}\ln\frac{[\text{red}]}{[\text{ox}]} = E^{\circ} - \frac{R\,T}{2\,F}\ln\frac{[AH_2]}{[A]\,[H^+]^2} = E^{\circ} - \frac{R\,T}{2\,F}\ln\frac{[AH_2]}{[A]} - \frac{2{,}3\,R\,T}{2\,F}\log\frac{1}{[H^+]^2} =$$

$$= E^{\circ} - \frac{R\,T}{2\,F}\ln\frac{[AH_2]}{[A]} + \frac{2{,}3\,R\,T}{2\,F}\log[H^+]^2 = E^{\circ} - \frac{R\,T}{2\,F}\ln\frac{[AH_2]}{[A]} - \frac{2{,}3\,R\,T\times 2}{2\,F}\,\text{pH}$$

ecuación que constituye el fundamento de los pHmetros.

Para una conversión del 50% a 25 °C, se cumple que $[A] = [AH_2]$, y llamando E'_0 al potencial estándar en función del pH, se cumple que:

$$E'_0 = E^{\circ} - 0{,}059\ \text{pH}$$

En bioquímica no son demasiado importantes los valores de E°, ya que casi todas las reacciones se producen a pH ≠ 0, por lo que en las tablas se recogen los valores de E'_0 para las diferentes parejas redox. Podemos escribir:

$$E = E'_0 - \frac{R\,T}{n\,F}\ln\frac{[\text{red}]}{[\text{ox}]}$$

que es la ecuación de Nerst en función del pH.

Celdas de concentración

Supongamos que ponemos en contacto dos electrodos idénticos, pero con distinta concentración. La tendencia de la reacción será:

$$M^{n+}(aq) + ne^- \longrightarrow M(s)$$

El proceso se favorece al aumentar la concentración de los iones $M^{n+}(aq)$ (según el principio de LeChatelier). Por ello, la reducción ocurrirá en el compartimento de mayor concentración y la oxidación en el de menor concentración, generando una celda o pila de concentración:

$$\underset{\text{reductor}}{M(s)\ |\ M^{n+}\,(\text{dil})}\ \|\ \underset{\text{oxidante}}{M^{n+}\,(\text{conc})\ |\ M(s)}$$

Aplicando la ecuación de Nerst nos quedará:

$$E = -\frac{R\,T}{n\,F}\ln\frac{[M^{n+}]_{\text{dil}}}{[M^{n+}]_{\text{conc}}} = \frac{R\,T}{n\,F}\ln\frac{[M^{n+}]_{\text{conc}}}{[M^{n+}]_{\text{dil}}}$$

ya que $\Delta E^{\circ} = 0$

La membrana celular de las células nerviosas mantiene una concentración de iones Na^+ en su interior, que es menor que la concentración exterior, lo que supone una diferencia de potencial de –0,070 V. Cuando el nervio recibe un impulso, la pared se hace permeable al Na^+, disminuyendo localmente la diferencia de potencial. Los iones Na^+ son devueltos rápidamente al exterior, propagándose el impulso nervioso a lo largo del nervio. La velocidad de propagación depende del diámetro del nervio, y varía entre 1 y 100 m/s. La propagación del impulso muscular también es consecuencia de una pila de concentración, pero en este caso de iones Ca^{2+}.

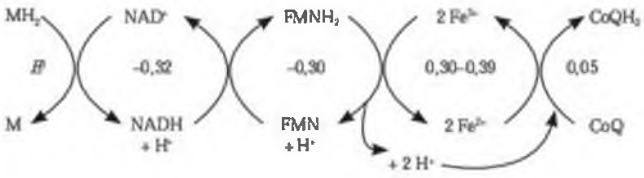
La fuerza electromotriz de las celdas de concentración casi siempre es pequeña y disminuye de manera continua durante el proceso a medida que tienden a igualarse las concentraciones en los dos compartimentos. Cuando las concentraciones iónicas son iguales, E se hace 0 y ya no se producen cambios.

Una célula biológica se puede comparar con una celda de concentración cuando se trata de calcular su potencial de membrana. El potencial de membrana es el potencial eléctrico que existe a través de la membrana de distintos tipos de células como, por ejemplo, las células musculares y nerviosas que se indicaban antes. Siempre que haya distintas concentraciones de un mismo ión dentro y fuera de una célula se establece un potencial de membrana. Por ejemplo, en el caso del latido cardiaco, las concentraciones de los iones K^+ en el interior y exterior de una célula nerviosa son de 400 mM y 15 mM, respectivamente. Si esta situación se trata como una celda de concentración y se aplica la ecuación de Nerst, se obtiene un valor de E= 0,084 V. Es decir, el potencial de membrana es de 84 mV.

La electroquímica en la vida

Las reacciones redox se encuentran en todos los aspectos de la vida diaria. Por ejemplo:

- En presencia de oxígeno, tenemos reacciones de combustión (gasolina, gas natural, velas, madera en chimeneas, carbón, etc.), oxidación o corrosión de metales (p. ej., $4\,Fe(s) + 3\,O_2(g) \rightarrow 2\,Fe_2O_3(s)$ o la combustión de aluminio en los antiguos flashes fotográficos $2\,Al(s) + 3\,O_2(g) \rightarrow 2\,Al_2O_3(s)$, o la necesidad de respirar oxígeno que tienen la inmensa mayoría de los seres vivos.
- La cadena respiratoria incluye, asimismo, reacciones redox que suponen la transferencia directa de electrones entre dos especies químicas dentro de la mitocondria. La energía liberada en la reacción se conserva, parcialmente, convirtiendo ADP en ATP. Por ejemplo:



En el proceso global, es decir de NAD^+ a CoQ, se libera una energía $\Delta G^{\circ\prime} = -12{,}2$ kcal/mol, suficiente para formar una molécula de ATP, convirtiéndose el resto en calor.

$$ADP + P_i \rightleftharpoons ATP \qquad \Delta G^{\circ\prime} = +7{,}3\ \text{kcal/mol}$$

M = metabolito; NAD = adenosindinucleótido; FMN = flavinmononucleótido; CoQ = coenzima Q; $Fe^{3+/2+}$ = hierro unido a una proteína (citocromo).

- La oxidación de los principios inmediatos se lleva a cabo por etapas. De esta forma, se proporcionan más puntos de formación de ATP y no se eleva drásticamente la temperatura en ningún punto del proceso.

Glucosa $C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2 \rightarrow 6\ CO_2 + 6\ H_2O$

$\Delta G^{o\prime} = -686$ kcal/mol

Ácido palmítico $CH_3 - (CH_2)_{14} - COOH + 23\ O_2$

$\rightarrow 16\ CO_2 + 16\ H_2O$ $\Delta G^{o\prime} = -2340$ kcal/mol

- El proceso inverso es la fotosíntesis. En él, las plantas toman especies en su máximo estado de oxidación (H_2O, CO_2, NO_3^-, SO_4^{2-} y PO_4^{3-}) y, gracias al hidrógeno del agua, las reducen, pasando el carbono a glúcidos $(CH_2O)_n$, el nitrógeno a NH_3 y el azufre a S^{2-}, incorporándolos al material celular. El fósforo solo se convierte en fosfato orgánico a partir de fosfato inorgánico.

$$a\ CO^2 + b\ NO_3^- + c\ SO_4^{2-} + d\ PO_4^{3-} \xrightarrow[\text{clorofila}]{h\nu} \text{material celular} + O_2$$

- Los empastes dentales de hace unos años eran de «amalgama dental» (formada oficialmente por 70% Ag + 18% Sn + 10% Cu + 2% Hg, que se transforman en Ag_2Hg_3, Ag_3Sn y Sn_8Hg, cuyos potenciales estándar son: Hg_2^{2+}/Ag_2Hg_3 = 0,85 V; Sn^{2+}/Ag_3Sn = –0,05 V y Sn^{2+}/Sn_8Hg = –0,13 V, respectivamente). Si se muerde un trozo de papel de aluminio (p. ej., de la envoltura de un bombón o caramelo) y se pone en contacto dicho papel con el empaste, se crea una pila en la que el aluminio (con $E^0 = -1{,}66$ V) actúa como ánodo mientras el empaste funciona como cátodo, siendo la saliva el electrolito conductor y detectándose la corriente generada por el nervio dental como un latigazo. Lo mismo sucede cuando se pone en contacto el metal de algunos cubiertos con el empaste dental. Cuando colocaban una funda de oro en un diente empastado y esta entraba en contacto con la amalgama, se formaba una pila que oxidaba la amalgama, haciendo que esta fuera soluble en la saliva con lo que se notaba un sabor metálico persistente. Hoy en día se utilizan empastes de tipo polimérico que no presentan este tipo de problemas.
- El agua oxigenada puede usarse como blanqueante y como antiséptico. En presencia de los eritrocitos de la sangre, que contienen una enzima llamada catalasa, la velocidad de dismutación aumenta considerablemente, desprendiéndose O_2 y produciéndose unas espumas que matan a las bacterias anaerobias.

ÁCIDOS Y BASES

Grado de disociación. Efectos del ión común y salino

Se define como grado de disociación a la fracción de moléculas que se convierten en iones en el caso de un electrolito débil. Por ejemplo, en el caso de un ácido débil, si la concentración inicial del ácido es c_0 y α es el grado de disociación, en el equilibrio tendremos:

$$\left.\begin{array}{l}[A^-] = c_0\,\alpha \\ [H^+] = c_0\,\alpha\end{array}\right\} \Rightarrow [AH] = c_0\,(1-\alpha)$$

y, por tanto,

$$k_a = \frac{c_0\,\alpha \cdot c_0\,\alpha}{c_0\,(1-\alpha)} = \frac{c_0\,\alpha^2}{1-\alpha}$$

cuando $k_a < 10^{-4}$, el equilibrio está poco desplazado hacia la derecha y, por tanto, $\alpha <<< 1$ y $(1-\alpha) \approx 1$, por lo que:

$$k_a = c_0\,\alpha^2 \qquad \Rightarrow \qquad \alpha = (k_a / c_0)^{1/2}$$

La presencia de electrolitos fuertes en el medio modifica de forma importante la disociación de los electrolitos débiles. Si hay presencia de iones comunes a los del electrolito débil, disminuye la disociación de éste último, ya que, por ejemplo:

$$AB \rightleftharpoons A^- + B^+ \qquad y \qquad BC \longrightarrow B^+ + C^-$$

$$k_d = \frac{[A^-]\,[B^+]}{[AB]} \qquad \Rightarrow \qquad [A^-] = \frac{[AB]}{[B^+]}\,k_d$$

Al aumentar $[B^+]$ por disociarse BC, para que se mantenga el valor de k_d, disminuirá $[A^-]$ y, por tanto, la disociación de AB. Si no hay iones comunes, el efecto es el contrario y se denomina efecto salino. En este caso, aumenta la fuerza iónica de la disolución, por lo que aumenta el grado de disociación.

Cálculo del pH

Calcular el pH de una disolución significa calcular la concentración de protones de la misma. Cualquier sustancia disuelta en el agua, ya sea ácido, base o sal, formará una disolución con un determinado valor de pH. Las formas de calcular estos valores del pH dependerán del tipo de sustancia que se forma en la disolución. Los diferentes casos se exponen a continuación:

Electrolitos fuertes

Es el caso de los ácidos y bases fuertes. La solución es inmediata, al encontrarse totalmente disociados:

$AH \rightarrow A^- + H^+$

$[H^+] = [AH]_{inicial}$

$pH = -\log C_0$

$BOH \rightarrow B^+ + OH^-$

$[OH^-] = [BOH]_{inicial}$

$pH = 14 - pOH = 14 + \log C_0$

Electrolitos débiles

Es el caso de los ácidos y bases débiles. En este caso hay que tener en cuenta el grado o constante de disociación. Por ejemplo:

$$AH \rightleftharpoons A^- + H^+$$

$$k_a = \frac{[A^-]\,[H^+]}{[AH]} = \frac{[H^+]^2}{[AH]} = \frac{c_0\,\alpha^2}{1-\alpha} \qquad y \qquad [H^+] = c_0\,\alpha = (c_0\,k_a)^{1/2}$$

$$pH = -\log\,[H^+] = -\log c_0\,\alpha = \tfrac{1}{2}\,pk_a - \tfrac{1}{2}\log c_0$$

análogamente, en el caso de las bases:

$$pH = 14 + \log c_0\,\alpha = 14 - \tfrac{1}{2}\,pk_b + \tfrac{1}{2}\log c_0$$

Electrolitos fuertes de concentración igual o menor que 10^{-7} M

En este caso hay que considerar la contribución de la disociación del agua que ya no es despreciable frente a la del electrolito, ya que la cantidad final de H^+ o de OH^- será la suma de la de los dos. Por ejemplo: en el caso de un ácido fuerte de una concentración 10^{-8} M:

Si solo consideráramos los H^+ provenientes del ácido, tendríamos $pH = -\log c_0 = -\log 10^{-8} =$ |||8|||

En cambio, teniendo en cuenta la contribución del agua:

$$\begin{array}{ccccc} AH & \longrightarrow & A^- & + & H^+ \\ & & c_0 & & c_0 \end{array} \qquad \alpha = 1 \quad k_a = \infty$$

$$\begin{array}{ccccc} H_2O & \rightleftharpoons & H^+ & + & OH^- \\ & & x & & x \end{array}$$

$$P_w = 10^{-14} = [H^+]\,[OH^-] = (c_0 + x)\,x = x^2 + c_0\,x$$

Se despeja x y se sustituye en $[H^+] = c_0 + x$

$$x^2 + c_0\,x = x^2 + 10^{-8}\,x = 10^{-14} \quad \Rightarrow \quad x = 9{,}51 \times 10^{-8}$$

$$[H^+] = 10{,}51 \times 10^{-8} \quad \Rightarrow \quad pH = 6{,}978$$

Sal de ácido fuerte y base fuerte

Al tratarse de una sal, se disocia totalmente. Como no hay iones comunes con el agua, todos los H^+ provendrán de la disociación del agua y la disolución es neutra.

$$AB \longrightarrow A^- + B^+$$

$$pH = 7$$

Sal de ácido débil y base fuerte

La sal se disocia totalmente

$$AB \longrightarrow A^- + B^+$$

por ejemplo:

$$AcONa \longrightarrow AcO^- + Na^+$$

ahora bien, si la sal provenía de un ácido débil, su anión o base conjugada será fuerte y reaccionará con el agua (lo que se conoce como hidrólisis).

$$\begin{array}{ccccc} AcO^- & + & H_2O & \rightleftharpoons & AcOH + OH^- \\ c_0\,(1-\alpha) & & & & c_0\,\alpha \qquad c_0\,\alpha \end{array}$$

$$k_b = \frac{[AcOH]\,[OH^-]}{[ACO^-]} = \frac{[AcOH]\,[OH^-]\,[H^+]}{[ACO^-]\,[H^+]} = \frac{P_W}{k_a} = \frac{c_0\,\alpha^2}{1-\alpha}$$

para calcular el pH:

$$k_b = \frac{P_W}{k_a} = \frac{[OH^-]^2}{[ACO^-]} \sim \frac{[OH^-]^2}{c_0}$$

$$[OH^-] = (P_w\,c_0 / k_a)^{1/2} \quad \Rightarrow \quad pOH = 7 - \tfrac{1}{2}\,pk_a - \tfrac{1}{2}\log c_0$$

$$pH = 7 + \tfrac{1}{2}\,pk_a + \tfrac{1}{2}\log c_0 \quad \Rightarrow \quad \text{la disolución es básica}$$

Sal de ácido fuerte y base débil

Es análogo al caso anterior y se llega a

$$pH = 7 - \tfrac{1}{2}\,pk_a - \tfrac{1}{2}\log c_0 \quad \Rightarrow \quad \text{la disolución es ácida}$$

Sal de ácido débil y base débil

En este caso, ambos iones provenientes de la disociación de la sal se hidrolizan. Por ejemplo, para el NH_4AcO:

$$AcONH_4 \longrightarrow AcO + NH_4^+$$

$$AcO^- + H_2O \rightleftharpoons AcOH + OH^-$$

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + H^+$$

En nuestro caso, $[AcO^-] = [NH_4^+]$ ya que provienen de la disociación del NH_4AcO. También podemos suponer que $[AcOH] \approx [NH_4OH]$ ya que la fortaleza de ambos es parecida.

Si hacemos

$$\frac{k_a}{k_b} = \frac{[AcO^-]\,[H^+]\,[NH_4OH]}{[ACO^H]\,[NH_4^+]\,[OH^-]} \simeq \frac{[H^+]}{[OH^-]} = \frac{[H^+]\,[H^+]}{[OH^-]\,[H^+]} = \frac{[H^+]^2}{P_W}$$

$$[H^+] = (P_w\,k_a / k_b)^{1/2} \quad \Rightarrow \quad pH = 7 + \tfrac{1}{2}\,pk_a - \tfrac{1}{2}\,pk_b$$

Es decir, que en este caso el pH no depende de la concentración de la sal, sino solo de su naturaleza:

$$pk_a > pk_b \quad \Rightarrow \quad \text{disolución básica}$$

$$pk_a < pk_b \quad \Rightarrow \quad \text{disolución ácida}$$

Disoluciones tampón

Tampón de ácido + sal

En este caso tenemos

$$AH \rightleftharpoons A^- + H^+$$

$$AB \longrightarrow A^- + B^+$$

Al ser la sal AB un electrolito totalmente disociado, por efecto del ión común disminuirá la disociación del ácido. Es decir:

$$[H^+] = k_a \frac{[AH]}{[A^-]} = k_a \frac{[AH]}{[AB]} = k_a \frac{[\text{ácido}]}{[\text{sal}]}$$

$$pH = pk_a + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]}$$ **Ecuación de Henderson-Hasselbach**

$$[A^-] \approx [AB] \qquad y \qquad [AH] \approx \text{inicial}$$

Tampón de base + sal

Por un razonamiento similar llegaremos a:

$$pH = 14 - pk_b + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{sal}]}$$ **Ecuación de Henderson-Hasselbach**

Como puede verse, el valor del pH depende únicamente de la relación de concentraciones de la sal y el ácido (o la base), por lo que no varía con la dilución, al mantenerse constante dicha relación. Si se añade un ácido a la disolución, los H^+ se combinan con A^- formando AH, con lo que se neutraliza la acidez recibida y la variación del pH es prácticamente nula. Los aniones de la sal son la reserva alcalina. Si añadimos una base, los OH^- se neutralizan con los H^+ provenientes de la disociación del ácido. Para mantener el equilibrio se disociará más ácido hasta neutralizar la base, por lo que el ácido se considera como la reserva ácida de la disolución tampón.

Cuando [ácido] = [sal], el pH no depende de las concentraciones, sino solo del valor del pk_a.

Cuando se añaden ácidos o bases, la variación del pH se calcula aplicando las ecuaciones de Henderson-Hasselbach, modificadas por Van Slyke. Por ejemplo:

$$pH = pk_a + \log \frac{[\text{sal}] + [\text{base añadida}]}{[\text{ácido}] - [\text{base añadida}]}$$

o

$$pH = 14 - pk_b + \log \frac{[\text{base}] + [\text{ácido añadido}]}{[\text{sal}] - [\text{ácido añadido}]}$$

Disoluciones de aminoácidos

En las disoluciones tampón se vió que la relación entre un ácido y su base conjugada viene dada por la **ecuación de Henderson-Hasselbalch**

$$pH = pK_a + \log ([\text{base}]/[\text{ácido}])$$

A cualquier valor de pH dado, existirán en cantidades significativas al menos dos de las formas del aminoácido, que constituyen un par ácido-base conjugado. Esto quiere decir que su relación puede calcularse empleando la ecuación de Henderson-Hasselbalch, y también puede calcularse la carga neta media del aminoácido.

APÉNDICE B

Potenciales estándar de reducción

Los siguientes valores de los potenciales estándar de reducción están referidos a 25 °C, 1 atmósfera de presión, concentraciones 1M y pH 0 en disolución acuosa.

Semirreacción	E^0 (V)
$Li^+ + e^- \rightarrow Li$	–3,04
$K^+ + e^- \rightarrow K$	–2,92
$Ba^{2+} + 2e^- \rightarrow Ba$	–2,90
$Ca^{2+} + 2e^- \rightarrow Ca$	–2,87
$Na^+ + e^- \rightarrow Na$	–2,71
$Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$	–2,37
$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$	–1,66
$Mn^{2+} + 2e^- \rightarrow Mn$	–1,18
$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2\ (g) + 2\ OH^-$	–0,83
$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$	–0,76
$Cr^{2+} + 2e^- \rightarrow Cr$	–0,74
$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$	–0,44
$Cr^{3+} + 3e^- \rightarrow Cr$	–0,41
$Cd^{2+} + 2e^- \rightarrow Cd$	–0,40
$Co^{2+} + 2e^- \rightarrow Co$	–0,28
$Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni$	–0,25
$Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$	–0,14
$Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$	–0,13
$Fe^{3+} + 3e^- \rightarrow Fe$	–0,04
$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2\ (g)$	0,00
$S + 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2S\ (g)$	0,14
$Sn^{4+} + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}$	0,15

Semirreacción	E^0 (V)
$Cu^{2+} + e^- \rightarrow Cu^+$	0,16
$SO_4^{2+} + 4H^+ + 2e^- \rightarrow SO_2\ (g) + 2H_2O$	0,17
$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	0,34
$2H_2O + O_2 + 4e^- \rightarrow 4OH^-$	0,40
$Cu^+ + e^- \rightarrow Cu$	0,52
$I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$	0,54
$O_{2\,(g)} + 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2O_2$	0,68
Quinona + $2H^+ + 2e^-$ → Hidroquinona	0,70
$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$	0,77
$NO_3^- + 2H^+ + e^- \rightarrow NO_2\ (g) + H_2O$	0,78
$Hg^{2+} + 2e^- \rightarrow Hg\ (l)$	0,78
$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$	0,80
$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO\ (g) + 2H_2O$	0,96
$Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^-$	1,06
$O_2\ (g) + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$	1,23
$MnO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$	1,28
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,33
$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$	1,36
$Au^{3+} + 3e^- \rightarrow Au$	1,50
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	1,52
$Co^{3+} + e^- \rightarrow Co^{2+}$	1,82
$F_2 + 2e^- \rightarrow 2F^-$	2,87

Potenciales bioquímicos estándar de reducción para semirreacciones en procesos biológicos

Los siguientes valores estándar de los potenciales de reducción están referidos a 25 °C, 1 atmósfera de presión, concentraciones 1M y pH 7 en disolución acuosa.

Semirreacción	E_o' (V)
$CH_3COOH + CO_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow CH_3COCOOH + H_2O$	–0,70
$CH_3COOH + 2H^+ + 2e^- \rightarrow CH_3CHO + H_2O$	–0,581
$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$ (ferredoxina)	–0,432
$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	–0,421
$CO_2 + H^+ + 2e^- \rightarrow HCOO^-$	–0,414
$NADP^+ + H^+ + 2e^- \rightarrow NADPH$	–0,324
$NAD^+ + H^+ + 2e^- \rightarrow NADH$	–0,320
$FAD + 2H^+ + 2e^- \rightarrow FADH_2$ (coenzima unida a flavoproteínas)	–0,22
$CH_3CHO + 2H^+ + 2e^- \rightarrow CH_3CH_2OH$	–0,197
$Piruvato^{2-} + 2H^+ + 2e^- \rightarrow lactato^{2-}$	–0,185
$Oxalacetato^{2-} + 2H^+ + 2e^- \rightarrow malato^{2-}$	–0,166
$Fumarato^{2-} + 2H^+ + 2e^- \rightarrow Succinato^{2-}$	+0,031
$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$ (mioglobina)	+0,046
$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$ (hemoglobina)	+0,17
Citocromo $c^{3+} + e^- \rightarrow$ citocromo c^{2+}	+0,254
Citocromo $a^{3+} + e^- \rightarrow$ citocromo a^{2+}	+0,29
Citocromo $f^{3+} + e^- \rightarrow$ citocromo f^{2+}	+0,365
$Cu^{2+} + e^- \rightarrow Cu^+$ (hemocianina)	+0,540
$O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2O_2$	+0,7
$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$	+0,816
$P680^+ + e^- \rightarrow P680$	~ +1,0

APÉNDICE C

Cálculo de la presión osmótica de una disolución

La presión osmótica de una disolución se puede calcular mediante la aproximación de Van't Hoff según la cual se supone que el comportamiento de las partículas de soluto, tanto iones como moléculas, se asemeja al comportamiento de las moléculas de un gas ideal.

Por ello, la presión osmótica π:

$$\pi V = nRT$$

$$\pi = \frac{n}{V} RT$$

Donde $\frac{n}{V}$ representa la suma de las concentraciones de todas las especies de soluto presentes en la disolución (iones y moléculas):

$$\frac{n}{V} = \sum_{i=1}^{i=n} C$$

Donde R es la constante de los gases y T la temperatura Kelvin:

$$R = 0{,}082 \frac{atm\text{-}l}{mol\text{-}K} = 8{,}314 \frac{julios}{mol\text{-}K}$$

APÉNDICE D

Representaciones matemáticas de las velocidades de reacción

La cinética química determina experimentalmente la velocidad de una reacción y los factores que influyen en ella, como concentración, temperatura y presencia de catalizadores. También pretende entender el mecanismo de la reacción, es decir, tanto los pasos en los que se produce la transformación de los compuestos como los intermedios que se forman a lo largo del proceso.

En las reacciones que tienen lugar en el interior de las células, intervienen enzimas como catalizadores, por lo que sus cinéticas son complejas en general. Sin embargo, existen en el medio ambiente muchas reacciones que afectan a los seres vivos debido a los productos que intervienen en ellas, y cuyas cinéticas no son tan complejas.

Si consideramos la reacción más sencilla en la que un compuesto A se transforma en otro B,

$$A \longrightarrow B$$

la velocidad de la reacción será proporcional a la concentración del producto inicial en cada momento y puede expresarse en función de la disminución de la concentración de A o bien en función del aumento de la concentración del producto final B.

$$v = -\frac{d\,[A]}{d\,t} = \frac{d\,[B]}{d\,t} = k\,[A]$$

La expresión d [B] / d t se refiere al incremento de la concentración de B durante un incremento de tiempo t. La constante de proporcionalidad k se denomina constante de velocidad, y es característica de cada reacción.

La relación entre la velocidad de una reacción química y la concentración de los reactivos es compleja y debe determinarse experimentalmente. En el caso de una reacción general del tipo

$$A + B \longrightarrow C + D$$

generalmente, aunque no siempre, la velocidad de reacción se puede expresar como:

$$v = -\frac{d\,[A]}{d\,t} = -\frac{d\,[B]}{d\,t} = \frac{d\,[C]}{d\,t} = \frac{d\,[D]}{d\,t} = k\,[A]^x\,[B]^y$$

La expresión de la velocidad es proporcional a la constante de velocidad y a las concentraciones de A y B elevadas a determinados exponentes.

Esta forma de expresar la velocidad de reacción permite definir el llamado orden de reacción. El orden de una reacción especifica la dependencia empírica de la velocidad con las concentraciones, y es igual a la suma de los exponentes de las concentraciones de los reactivos en la ecuación de velocidad. En el caso anterior, la reacción es de orden x con respecto a A y de orden y con respecto a B, siendo su orden total igual a (x+y) lo que indica el orden de la reacción.

Así, la reacción indicada al principio es proceso de primer orden, porque en el término de la derecha aparece únicamente la concentración del reactivo inicial.

Por el contrario, en:

$$A + B \longrightarrow C + D$$

la velocidad es proporcional al producto de las concentraciones de ambas sustancias reaccionantes, es decir:

$$v = -\frac{d\,[A]}{d\,t} = \frac{d\,[C]}{d\,t} = k\,[A]\,[B]$$

y la reacción es de segundo orden, ya que en el término de la derecha tenemos el producto de dos concentraciones.

Es necesario no confundir el orden de una reacción con la molecularidad. La molecularidad indica el número de moléculas o partículas implicadas en una reacción, mientras que el orden de reacción es la suma de los exponentes de los términos de la concentración en la ecuación de velocidad, y ambos términos pueden no coincidir. Así, en una reacción del tipo

$$A + B \longrightarrow C$$

la velocidad vendrá dada por:

$$v = -\frac{d\,[A]}{d\,t} = \frac{d\,[C]}{d\,t} = k'\,[A]\,[B] = k\,[A]$$

Cuando el reactivo B es, a la vez, el disolvente de la reacción, su concentración no variará prácticamente con el tiempo, y puede englobarse dentro del valor de la constante de velocidad. La reacción será de primer orden, ya que únicamente depende de la concentración de A, pero la molecularidad es 2, porque es necesaria la colisión entre dos moléculas, una de A y otra de B, para que la reacción tenga lugar.

Otro ejemplo de reacción bimolecular y de segundo orden ocurre cuando dos moléculas de un mismo compuesto se combinan entre sí para formar dos o más compuestos:

$$2A \longrightarrow B + C$$

y en este caso, la ecuación de velocidad es:

$$v = -\frac{d\,[A]}{d\,t} = k\,[A]^2$$

También puede suceder que la reacción transcurra en varias etapas:

$$A + B \xrightarrow{\text{lenta}} I \xrightarrow{\text{rápida}} C$$

En estos casos, la velocidad del proceso general vendrá determinada por la velocidad de la etapa más lenta (etapa limitante o determinante de la velocidad de reacción), que va a establecer la cinética y la molecularidad de la reacción global,

$$v = \frac{d\,[C]}{d\,t} = k\,[A]\,[B]$$

ya que la primera etapa es bimolecular y de segundo orden, y es la que va a condicionar, en último término, la formación de C.

PERIODO DE SEMIRREACCIÓN

Se conoce con este nombre, o como vida media, $t_{½}$, al tiempo que tarda la mitad de un reactivo en convertirse en producto. Como es lógico, la ecuación para calcular la vida media es diferente según el orden de la reacción:

Si tenemos una reacción de primer orden, en A y global:

$$a\,A \longrightarrow \text{productos}$$

e integramos la ecuación de velocidad, tendremos:

$$\ln\left(\frac{[A]_0}{[A]}\right) = a\,k\,t \qquad \text{o} \qquad \log\left(\frac{[A]_0}{[A]}\right) = \frac{a\,k\,t}{2{,}303}$$

$[A]_0$ es la concentración a tiempo 0 y [A] la concentración en el tiempo t. Si despejamos t:

$$t = \frac{2{,}303}{a\,k}\log\left(\frac{[A]_0}{[A]}\right)$$

Por definición, para $t = t_{½}$, se cumple que $[A] = ½\,[A]_0$, luego:

$$t_{½} = \frac{2{,}303}{a\,k}\log\left(\frac{[A]_0}{½\,[A]_0}\right) = \frac{2{,}303}{a\,k}\log 2 = \frac{0{,}693}{a\,k}$$

Si se trata de una reacción de segundo orden global y respecto a A, al integrar la ecuación de velocidad obtendríamos

$$\frac{1}{[A]} - \frac{1}{[A]_0} = a\,k\,t \Rightarrow \frac{1}{½\,[A]_0} - \frac{1}{[A]_0} = a\,k\,t_{½}$$

Y despejando:

$$t_{½} = \frac{1}{a\,k\,[A]_0}$$

CRÉDITOS

Salvo que se especifique otra cosa, todas las fotografías son propiedad de Pearson Education, Benjamin Cummings Publishers.

Prólogo

p. 3 Robert Mathena/Fundamental Photographs, NYC
Photodisc/Getty Images

Capítulo 1

p. 24 Topham/The Image Works
p. 34 *top*: Scott J. Ferrell/Congressional Quarterly/Getty Images, Inc.
p. 37 Getty Images/Digital Vision
p. 41 Stephen Frink/Getty Images Inc.—Stone Allstock

Capítulo 2

p. 54 Jack Star/Getty Images/Digital Vision
p. 58 Getty Images - Photodisc-
p. 65 Getty Images/Royalty Free
p. 71 Japack Company/Corbis Los Angeles
p. 80 Photolibrary/Photolibrary.com - Royalty Free
Plush Studios/Getty Images/Royalty Free
p. 81 Photolibrary/Photolibrary.com - Royalty Free
Masterfile Royalty Free Division

Capítulo 3

p. 84 Benu Joshi ©Dorling Kindersley
Richard Megna/Fundamental Photographs, NYC
p. 88 Mary Ann Sullivan
p. 95 Lawrence Berkeley National Laboratory
p. 106 Shutterstock
p. 107 Centers for Disease Control and Prevention (CDC)
p. 114 Masterfile Royalty Free Division
Spencer Jones/Getty Images, Inc.- Photodisc.

Capítulo 4

p. 155 Norma Zuniga/Getty Images/Digital Vision

Capítulo 5

p. 172 Dave King ©Dorling Kindersley
p. 173 Carey B. Van Loon
p. 182 Tom Bochsler/Pearson Education/ PH College
p. 183 Patrick Clark/Getty Images, Inc.- Photodisc.
p. 184 Mitch Hrdlicka/Getty Images/ Digital Vision
p. 186 Roger Ressmeyer/Corbis Los Angeles
p. 193 Don Tremain/Getty Images, Inc.- Photodisc.
p. 201 Krista Kennell/ZUMA/Corbis Los Angeles
p. 201 Richard Megna/Fundamental Photographs, NYC
p. 202 Dave King ©Dorling Kindersley Media Library
p. 207 Getty Images, Inc.- Photodisc.
p. 208 *top left*: Photolibrary.com - Royalty Free
top right: Alamy Images Royalty Free

Capítulo 6

p. 212 NASA Earth Observing System
p. 220 Larry Brownstein/Getty Images, Inc.- Photodisc.
p. 225 T. O'Keefe/Getty Images, Inc.- Photodisc.

Capítulo 7

p. 245 Lisette LeBon/AGE Fotostock America, Inc - Royalty-free
p. 276 *top right*: Corbis RF
bottom right: Simon Watson/Getty Images, Inc.

Capítulo 8

p. 314 *top left*: Center for Liquefied Natural Gas
bottom left: Eastcott-Momatiuk/The Image Works
top right: Colin Gray/Getty Images – BC
p. 315 top *left*: Cephas Picture Library/ Alamy Images
bottom left: Cephas Picture Library/ Alamy Images
top right: Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc.
bottom right: Amy Etra/PhotoEdit Inc.

Capítulo 9

p. 321 *top right*: istockphoto.com
p. 329 *bottom*: Don Farrall/Getty Images, Inc. - PhotoDisc
p. 339 *left*: Getty Images, Inc.- Photodisc.

Capítulo 10

p. 357 Caroline R. Abadie/Pearson Education/Benjamin Cummings Publishing Company
p. 368 Photodisc/Getty Images
p. 376 *top left*: Getty Images/Digital Vision
p. 377 *top left*: Jason Nemeth/iStock Photo International /Royalty Free/ Courtesy of www. istockphoto.com
bottom middle: Squared Studios/ Getty Images, Inc.- Photodisc.
Bottom left: Dorling Kindersley Media Library

Capítulo 11

p. 383 Don Tremain/Getty Images, Inc.- Photodisc.
p. 384 Tim Hall/Getty Images, Inc.- Photodisc.

Capítulo 12

p. 436 Robert Fiocca/PictureArts/Corbis Los Angeles
p. 437 *bottom left*: Nancy R. Cohen/Getty Images, Inc.- Photodisc.
p. 441 David Lees/Getty Images, Inc.
p. 445 *bottom left*: AlsoSalt
top right: Family Safety Products, Inc.
bottom right: Shutterstock
p. 446 istockphoto.com

Capítulo 13

p. 466 Dr. Morley Read/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc.
p. 467 Michael S. Yamashita/Corbis Los Angeles

Capítulo 14

p. 490 Addison Wesley Longman, Inc./San Francisco
p. 500 Getty Images, Inc. - PhotoDisc
p. 505 *right*: David Toase/Getty Images, Inc.- Photodisc.
p. 509 (b) Richard Hamilton Smith/ CORBIS/Corbis Los Angeles

Capítulo 15

p. 535 National Heart, Lung, and Blood Institute
p. 545 John W. Bova/Photo Researchers, Inc.
p. 550 Shutterstock

Capítulo 16

p. 566 Richard Hamilton Smith/CORBIS/Corbis Los Angeles
p. 586 *bottom*: Richard Megna/Fundamental Photographs, NYC
top: Miep van Damm/Pearson Education/Benjamin Cummings Publishing Company
bottom left: Andy Crawford ©Dorling Kindersley
bottom right: Dave Rudkin ©Dorling Kindersley

Capítulo 17

p. 598 M. Freeman/Getty Images, Inc.-Photodisc.
p. 601 Hossler/Custom Medical Stock Photo, Inc.

Capítulo 18

p. 670 Philip Dowell ©Dorling Kindersley
p. 671 Masterfile Stock Image Library
p. 675 *top*: GlaxoSmithKline plc

GLOSARIO/ÍNDICE ALFABÉTICO

A
Abadie, Vic, 357
Aceptor de protones, 187, 290, 308
Aceite Triacilglicerol de origen vegetal; generalmente son líquidos a temperatura ambiente, 521–525
  puntos de fusión, 523–524
  solubilidad, 515
  triacilgliceroles, 522
Aceite(s)
  de cacahuete, 523
  de calefacción, 368
  de cártamo, 383, 391, 524–525, 527, 547
  de coco, 523
  de colza, 391, 524, 525, 527
  de girasol, 527, 545
  lubricante, 368
  de maíz, 383, 392, 524, 527
  mineral, 365
  de motor, 365
  de oliva, 40, 57, 202, 383, 392, 524, 525, 527, 546, 547, 593
  de palma, 523
  de semilla de algodón, 523
  de soja, 526
  vegetales, 197, 383, 392
    hidrogenación, 392, 401
    parcialmente hidrogenados, 392, 527
Aceitunas, 516, 640
Acero, 84, 183, 243
Acetaldehído, 416, 418, 426
Acetamida, 469–470
Acetaminofeno, 448, 471
Acetato, 134, 281
  de etilo, 455, 458, 459, 513
  de metilo, 455, 458, 459, 474–475
  de octilo, 457
  de pentilo, 373, 457
  de propilo, 373, 455, 477
  de sodio, 304, 310, 459
Acetil-CoA Unidad de acetilo con dos átomos de carbono que se forma en la oxidación del piruvato y se une a la coenzima A, 624, 639
  cetogénesis y cuerpos cetónicos, 660–661
  en el ciclo de ácido cítrico, 635, 640–644
  a partir de la degradación de aminoácidos, 665
  a partir de la oxidación de ácidos grasos, 656–660
  a partir del piruvato, 639–640, 653
  a partir de la síntesis de ácidos grasos, 661
Acetil-CoA sintetasa, 656
Acetileno, 193, 383, 385
  combustión, 192–193
N-Acetilgalactosamina, 502
N-Acetilglucosamina, 502
Acetoacetato, 660
Acetona, 373, 416, 422, 423
Ácido Sustancia que al disolverse en agua libera iones de hidrógeno (H^+) según la teoría de Arrhenius. Todos los ácidos son dadores de protones, según la teoría de Brønsted-Lowry, 281–286
  ácidos
    comunes, 281
    grasos. *Véase* Ácidos grasos
  aminoácidos, 557–558
  y bicarbonatos, 300
  Brønsted–Lowry, 283–284
  características, 283
  y carbonatos, 300
  carboxílico. *Véase* Ácidos carboxílicos
  débil, 286–287
  desnaturalización de proteínas, 569
  ecuaciones de neutralización, ajuste, 300–301
  fortaleza, 286–289
  fuerte, 286
  e hidróxidos, 300
  y metales, 299–300
  neutralización, 300
  nomenclatura, 281
  par ácido-base conjugado, 284–285
  reacciones, 299–303
    con carbonatos y bicarbonatos, 285
    con metales, 299–300
  valoración, 302–304
Ácido 2-hidroxipropanoico, 426
Ácido 2-metilbutanoico, 450
Ácido 2-metilpropanoico, 449
Ácido 3-hidroxibutanoico, 449
Ácido débil Ácido que en disolución acuosa sólo se ioniza parcialmente, 286–287
Ácido fuerte Ácido que se ioniza completamente en agua, 286
Ácido graso monoinsaturado Ácido graso con un sólo doble enlace, 516
  estructuras y puntos de fusión, 516
Ácido graso poliinsaturado Ácido graso que contiene dos o más dobles enlaces, 516
  estructuras y puntos de fusión, 516
Ácido(s)
  acético, 281, 287, 373, 447
  acetilsalicílico, 34, 164–165, 298, 373, 456, 471
  araquidónico, 516–517, 520–521
  ascórbico. *Véase* Vitaminas
  aspártico, 377, 501, 556
  barbitúrico, 471
  benzoico, 449
  bórico, 248
  bromhídrico, 281, 287
  butanoico, 450, 452–454
  butírico, 208, 447, 449, 450, 455
  carbólico. *Véase* Fenol
  carbónico, 281, 287
    tampón carbonato/bicarbonato, 309
  cianhídrico, 287
  cítrico, 4, 173, 186, 288, 448, 451
    formación en el ciclo del ácido cítrico, 642
    isomerización a citrato, 642
  clorhídrico, 180, 181, 281, 283, 287
  clórico, 281
  cloroso, 281
  desoxirribonucleico, 592
  eicopentanoico, 520
  esteárico, 392, 448, 517, 518, 521, 522
  estomacales, 174, 277, 281, 295, 302
  etanoico, 416, 450, 452–453, 455
  fluorhídrico, 287
  fólico, 582
  fórmico, 449
  fosfórico, 281, 287
  glicólico, 451
  glucónico, 496, 551
  grasos
    esenciales, 516–517
    insaturados, isómeros *cis* y *trans*, 516–517

Ácido(s) *(cont.)*
omega-3, 520
omega-6, 520, 545
trans, 15, 527
hexanoico, 451, 452, 454
láctico, 451
láurico, 523, 530, 671
fórmulas, 516
linoleico, 516–517, 520
linolénico, 517
metanoico, 449–450, 452, 479
mirístico, 517, 523, 658
nítrico, 281, 287
nitroso, 281, 287
oleico, 202, 392, 516, 523
oxálico, 409, 585
palmítico, 517, 523, 525, 528, 533
palmitoleico, 517, 519
pantoténico, 582
pentanoico, 452, 454
perclórico, 287
propiónico, 450, 454
ribonucleico (ARN)
salicílico, y Aspirina, 456
sulfhídrico, 287
sulfúrico, 281, 287
sulfuroso, 281
tartárico, 451
úrico, 252
yodhídrico, 287
Ácidos y bases de Brønsted-Lowry Los ácidos son dadores de protones, las bases son aceptores de protones, 283–284
Ácidos carboxílicos Familia de compuestos orgánicos con el grupo funcional —COOH, 371–373, 449–450
acidez, 453
ácido benzoico, 449
alfa-hidroxiácidos, 451
aromáticos, 449, 450
en compuestos comunes, 373
fórmulas estructurales condensadas, 450
a partir de la hidrólisis de ésteres, 455
ionización, 453, 474
neutralización, 453–454
nombres comunes, 450
nomenclatura IUPAC, 450
a partir de la oxidación
de alcoholes, 416
de aldehídos, 435
propiedades, 452–454
puntos de ebullición, 452
solubilidad, 452
Ácidos grasos Ácidos de cadena carbonada larga, sin ramificaciones y con un grupo ácido carboxílico en uno de sus extremos, 447–448, 515
ácido láurico, formulación, 516
activación, 656
esenciales, 516–517
estructura, 517
insaturados, 319, 401, 516–518, 520, 527, 540, 543
longitud, y el ciclo se repite, 658
monoinsaturados, 516, 523–524, 528
omega-3 en grasa de pescado, 520
oxidación, 656–661
ATP a partir, 658
poliinsaturados, 516–517, 523, 524, 528
propiedades, 517–519
físicas, 517–518
prostaglandinas, 519–521
puntos de fusión, 517
reacciones en el ciclo de β-oxidación, 656–657
ruta de β-oxidación, 657
saturados, 516–517, 528
síntesis, 661
Ácidos grasos saturados Ácidos grasos sin dobles enlaces; tienen mayores puntos de fusión que los lípidos insaturados y por lo general son sólidos a temperatura ambiente, 516
estructuras y puntos de fusión, 516
Ácidos nucleicos Moléculas grandes constituidas por nucleótidos y que forman la hélice doble del AND y las hebras del ARN, 592
azúcares desoxirribosa, 592–593
bases, 592
componentes, 592–596, 596
estructura primaria, 596–598
nucleósidos, 594
nucleótidos, 594
ribosa, 592–593
Acidosis Situación médica en la que el pH de la sangre es inferior a 7,35, 306, 661
metabólica, 306
respiratoria, 306
Acortamiento, 392, 515, 526, 527
Actina, 553
Acupuntura, 561
Adenina, 187, 582, 592–593, 595
Adenosina, 594
Adición de ceros significativos, 25
ADN
polimerasa, 600
virus, 615, 622
ADN (ácido desoxirribonucleico) Material genético de todas las células formado por nucleótidos con desoxirribosa, fosfato y las bases adenina, timina, guanina y citosina, 592
estructura primaria, 596–597, 618
hélice doble, 598–600
hija, 600
huella dactilar, 601
mutaciones, 610–611
pares de bases complementarias, 598–599
polimerasa, 600
replicación, 599–600
transcripción a mARN, 604–605
ADP Difosfato de adenosina, compuesto formado por adenina, una molécula de ribosa y dos grupos fosfato. Se forma por hidrólisis del ATP, 542, 624, 633–634, 638
Adrenalina. *Véase* Epinefrina
Aeroembolismo (enfermedad del buzo), 234
Aerosol, 223
Aflatoxina, 616
Agitación, desnaturalización de proteínas, 569
Agua, 2–3, 287
en los alimentos, 88, 245
calor
de fusión, 68–69
de vaporización, 70
corporal, 245
como disolvente, 244
ionización, 289–292
marina, 243, 279, 293
ósmosis, 242, 269–270
producto iónico, 290
propiedades, 244
punto de congelación, 59, 68, 75
solubilidad de los gases, 275
Aire, composición, 232
Ajo, 202, 406, 410
Alanilglicilserina, 559
Alanina, 558, 559, 562, 611, 662
aminotransferasa, 670
transaminasa (ALT), 576
Albinismo, 612

Albúmina, 28, 552
Alcaloides Aminas fisiológicamente activas producidas por las plantas, 373, 448, 467
Alcalosis Condición médica en la que la sangre tiene un pH superior a 7,45, 306
metabólica, 306
respiratoria, 306
Alcano ramificado Hidrocarburo con un sustituyente unido a la cadena principal, 359
Alcanos Familia de compuestos con sus átomos unidos mediante enlaces sencillos, 354–368
cicloalcanos, 356–357
combustión, 366
continuo, 354
densidad, 365
dibujar fórmulas estructurales, 355
fórmulas estructurales condensadas, 355–356, 362–363
grupo alquilo, 359
halogenados, 364–365
lineales, 335–36, 356
líquido, 365–366
nomenclatura IUPAC, 354–355
peso molecular elevado, 365
propiedades, 365–368
ramificado, 359
reglas de nomenclatura, 360–362
solubilidad, 365
con sustituyentes, 358–364
usos, 365–366
Alcaravea, 433
Alcohol, 43, 407
deshidrogenasa, 418, 580, 581, 590, 632
etílico. *Véase* Etanol
isopropílico, 373, 407, 416
metílico. *Véase* Metanol
Alcohol primario Alcohol con un grupo alquilo unido al átomo de carbono sustituido con el grupo —OH, 408
Alcohol secundario Alcohol con dos grupos alquilo unidos al átomo de carbono sustituido con el grupo —OH, 408
Alcohol terciario Alcohol con tres grupos alquilo unidos al átomo de carbono sustituido con el grupo —OH, 408
Alcoholes Familia de compuestos orgánicos que contienen un grupo hidroxilo unido a un átomo de carbono, 370, 372, 406–407
clasificación, 408
combustión, 414, 435
compuestos importantes, 409
deshidratación, para formar alquenos, 415
1,2-etanodiol, 409
etanol, 409
e hidratación, 392
metanol (alcohol metílico), 409
nomenclatura, 407–408
IUPAC, 407–408
oxidación, 416
de alcoholes primarios y secundarios, 416–417
en el organismo, 418
en productos domésticos, 407
1,2,3-propanotriol, 409
propiedades, 412–414
puntos de ebullición, 412
reacciones, 414–418
solubilidad, 413
Aldehídos Familia de compuestos orgánicos que contienen un grupo carbonilo (C=O) unido, al menos, a un átomo de hidrógeno, 370, 372, 373, 406, 419–421
en compuestos habituales, 373
ensayo
de Benedict, 426
de Tollens, 426
identificación, 419–420
nomenclatura IUPAC, 420
oxidación, 425–426
de alcoholes, 416, 418
propiedades, 424–427
punto de ebullición, 424–425
solubilidad, 425
Alditoles, 495
Aldohexosa, 486, 489, 492–493
Aldolasa, 637
Aldopentosa, 486, 492
Aldosa Monosacárido con un grupo aldehído, 484–485, 487, 495
Aldosterona, 539
Aleve, 521
Alfa-hidroxiácidos (AHA), 451
Alginato, 382
Algodón, 3, 8, 336, 361, 484–485, 505
Alimentos
agua, 229
carnes estilo barbacoa, 398
coloides, 268
composición grasa, 392, 518, 520
contenido en grasas, 527
deshidratada, 271
enriquecida, 3
gota y dieta, 252
hidratos de carbono, 484
irradiada, 331
liofilizado, 69
olores, 386, 406
proteínas completas e incompletas, 566
sustitutos del azúcar, 496
valor calórico, 56–57
Alka-Seltzer, 302
Alopurinol, 252
Almacenamiento de grasa, 657
Almidones, 82, 184, 268, 272, 503–504
Almizcle, 423
Almohadilla fría, 51, 196
Alquenos Hidrocarburos insaturados con un enlace carbono-carbono doble, 369, 372, 383–387
identificación, 383–384
nomenclatura, 384–385
oloroso, 386
polímeros, 393–395
reacciones de adición, 390–393
Alquimistas, 6
Alquinos Hidrocarburos con, al menos, un enlace carbono-carbono triple (C≡C), 369, 372, 383–387
adición, reacciones, 390–393
hidratación, 392
hidrogenación, 390–392
identificación, 383–384
nomenclatura IUPAC, 384–385
Alquitrán, 335, 368, 398
Alston, Pam, 120
Alucinógenos, 373
Aluminio, 105, 130
símbolo, 87
Alzheimer, enfermedad, 338
Amalgama dental, 243
Amapolas, 467
Amatista, 65
American Institute for Cancer Research (AICR), 514
Americio-241, 324
Amidas Compuestos orgánicos en los que el grupo hidroxilo de un ácido carboxílico ha sido sustituido por un grupo nitrogenado, 371, 372, 448, 469–473
formación, 469–470

Amidas *(cont.)*
hidrólisis, 472, 474
ácida, 472
básica, 472
en medicina, 471
nombres comunes, 474
nomenclatura IUPAC, 469–473
propiedades físicas, 471
puntos de fusión, 471
sencillas, nomenclatura, 469–473
solubilidad, 471
Amilasa Enzima que hidroliza los enlaces glicosídicos de los polisacáridos durante la digestión, 505, 576
Amilopectina Polímero ramificado de almidón formado por unidades de glucosa, 507
Amilosa Polímero lineal de almidón formado por unidades de glucosa unidas mediante enlaces glicosídicos 1, 4, 503, 507, 577
Aminas Compuestos orgánicos con un átomo de nitrógeno unido a uno o más átomos de carbono, 371–373, 461–469
aromáticas, 463
biogénicas, 464
clasificación, 462
comportamiento básico, 465
ionización, 475
libre, 466
en medicina, 464
neutralización, 466
nombres comunes, 463
nomenclatura, 463
en las plantas, 467
propiedades, 464
secundaria, 462, 274
solubilidad, 465
terciaria, 462, 464
Aminoácido ácido Aminoácido con un grupo ácido carboxílico en la cadena lateral (—COOH) que se ioniza como un ácido débil, 555
Aminoácido básico Aminoácido que contiene un grupo amino que puede ionizarse como una base débil, 555
Aminoácido no polar Aminoácido con una cadena lateral no polar y que no es soluble en agua, 555
Aminoácido polar Aminoácido que es soluble en agua, ya que su grupo R es polar: hidroxilo (OH), tiol (SH), carbonilo (C=O), amino (NH_2) o carboxilo (COOH), 555
Aminoácidos Elementos constitutivos de las proteínas, están formados por un grupo amino, un grupo ácido carboxílico y una cadena lateral unida al carbono alfa, 554–557
ácidos, 557–558
básicos, 557–558
ciclo de la urea, 663–664
clasificación, 555
código
genético, 606
de tres letras, 555, 559, 560
C-terminal, 559
degradación, 662–665
desaminación oxidativa, 663
destino de los átomos de carbono, 664
energía a partir, 664–665
esenciales, 566
estereoisómeros, 555–556
estructura, 554–555
no polares, 555, 556, 558, 570
N-terminal, 559
polares, 555, 556, 570
en proteínas, 556
puntos isoeléctricos, 555, 556, 584
síntesis de proteínas, 604, 605, 607–609
transaminación, 662
Aminoalcoholes, 531, 540
Aminoetanotiol, 633, 644
Amital, 650
Amoniaco, 28, 94
Amonio, 134
Amoxicilina, 48, 121, 171
Amphojel, 302
Analgésicos, 397, 456, 467
Análisis de tolerancia a la glucosa, 490, 500
Analizador
de aliento, 418
de gases en la sangre, 280
Análogos de nucleósidos, 615, 618
Andrógeno, 538
Androsterona, 537
Anemia, 83, 94, 321
célula drepanocítica, 570, 612
drepanocítica, 570, 612
Anestésicos, 224
éteres como, 411
general, 364
inhalación, 141, 411
local, 365, 479
Anestesista, 224
Anfetaminas, 448
Anhidrasa carbónica, 581
Anilina, 396, 397
Anillo bencénico, 397–398
Anión Ión cargado negativamente, 123
Antabuse, 418
Antiácidos, 281–282, 298, 302
compuestos básicos, 302
Antibióticos, 579
inhibidores de la síntesis de proteínas, 607–608
Anticodón Triplete de bases en el centro de un lazo de tARN que es complementario con un codón del mARN, 603
Anticongelante, 409, 585
Antidepresivos, 467
Antígeno prostático específico (PSA), 576
Antihistamínicos, 306
Antiinflamatorios no esteroideos, 521
Antimateria, 320
Antimicina A, 650
Antimonio, 92–93
Antioxidante, 186
Antipiréticos, 521
Antraceno, 398
Antropólogo forense, función, 1
Apantalladores Materiales que se emplean como protección frente a fuentes radiactivas, 321–322
Aprendizaje activo, 9–10
Arginasa, 581
Arginina, 556, 566, 577, 611, 620
Argón, 105, 210
símbolo, 87
ARN (ácido ribonucleico) Tipo de ácido nucleico formado por una única hebra de nucleótidos que contienen adenina, citosina, guanina y uracilo, 602
y el código genético, 602–606
componentes, 592
estructura primaria, 618
polimerasa, 604–605
síntesis
de mARN, 604–605
de proteínas, 604
tipos, 602–603
mensajero (mARN), 602
ribosómico, 602
de transferencia (tARN), 602–603
transcripción, 604–605
virus, 591, 616

ARN mensajero (mRNA) Producido en el núcleo por el ADN para transferir a los ribosomas la información necesaria para la construcción de una proteína, 602
codones, 606
síntesis, 604–605
ARN ribosómico (rARN) Tipo de ARN más abundante; es un componente de los ribosomas, 602
ARN de transferencia (tARN) ARN que sitúa un determinado aminoácido en la cadena peptídica en el ribosoma.
Hay uno o más tARN para cada uno de los 20 aminoácidos, 602–603
activación, 607
Arrhenius, Svante, 281
Arrugas, 561, 563
Arsénico, 34, 87, 616
símbolo, 87
Arterosclerosis, 537
Arthur, Wahl, 7
Articulaciones artificiales, 394
Artritis, 479, 539, 551, 659
Asbestos, 616
Asfalto, 368
Asistente
de laboratorio clínico, 470
de ortopedia, 248
Asparagina, 556, 664
Aspartamo, 377, 500, 501, 586
Ataque al corazón, 514, 520, 535, 536
Aterosclerosis, 514
Atletas, empleo de esteroides anabolizantes, 539
Atmósfera (atm) Presión ejercida por una columna de mercurio de 760 mm de altura, 214
-ato, 137
Átomo Partícula más pequeña que retiene las características del elemento, 95–98
cargas eléctricas, 95
composición, 99
estructura, 95–96
masa, 97
partículas, 97
tamaños, 107, 124
teoría atómica de Dalton, 95
ATP sintasa Enzima compleja que aprovecha la energía de los protones que vuelven a la matriz para sintetizar ATP a partir de ADP y P_i, 651
ATP (trifosfato de adenosina) Compuesto de alta energía que almacena la energía en las células y contiene adenina, una ribosa, y tres grupos fosfato, 624
ciclo del ácido cítrico, 644, 653
y energía, 627–628
contracciones musculares, 628
fosforilación oxidativa, 650–656
glucólisis, 652–653
oxidación
de ácidos grasos, 656, 658–660
completa de la glucosa, 654–655
transporte electrónico, 651–652
Atracción de cargas opuestas, 95
Atracciones dipolo-dipolo Fuerzas atractivas que se establecen entre los extremos con carga opuesta de las moléculas polares, 151
Atropina, 467
Avery, Oswald, 7
Avogadro, Amadeo, 163
Ayars, Christopher, 522
Azidotimina, 615
AZT, 615–616
Azúcar
de fruta, 491
de la leche. *Véase* Lactosa
de mesa. *Véase* Sacarosa
en sangre. *Véase* Glucosa
Azúcar reductor Hidrato de carbono con un grupo aldehído libre capaz de reducir el Cu^{2+} del reactivo de Benedict, 495
Azúcar (sacarosa). *Véase también* Sacarosa, 4, 18, 34, 40, 57, 82, 84, 121, 161, 168, 169, 242, 247, 253, 500.
reductora, 495–497, 499, 507
Azufre, 87, 90, 105, 134, 351, 369
en el cuerpo, 90
isótopos, 118
masa atómica, 103
símbolo, 87

B

Banting, Frederick, 7
Barbacoa a gas, 366
Barbitúricos, 471
Bario, 87, 92, 105, 116, 130
símbolo, 87
Barniz, 409
Barómetro, 214
Base Según la teoría de Arrhenius, sustancia que al disolverse en agua libera iones hidróxido (OH^-). Según la teoría de Brønsted-Lowry, las bases son aceptoras de protones, 282
ácidos nucleicos, 592
aminoácidos, como, 557–558
Brønsted-Lowry, 283–284
características, 283
débiles, 288–289
desnaturalización de proteínas, 569
disociación, 248
fortaleza, 286–289
fuertes, 288–289
libre, 466
neutralización, 283
nomenclatura, 282
par ácido-base conjugado, 284–285
valoración, 302
Base débil Base que sólo acepta unos pocos H^+, 288–289
Base fuerte Base que se ioniza completamente en agua, 288–289
Base libre, 466
Batería de coche, 44, 184
Bebidas alcohólicas, 252, 373, 406
oxidación del alcohol en el cuerpo, 418
producción mediante fermentación, 409
Becquerel (Bq) Unidad de radiactividad equivalente a una desintegración por segundo, 330
Becquerel, Henri, 7
Behrens, Barbara, 591
Benadryl, 466
Bencedrina, 432, 464
Benceno Anillo de seis átomos de carbono, cada uno de ellos unido a un átomo de hidrógeno, C_6H_6, 369, 396
Benedict, reactivo, 426, 495–497, 499
Benzaldehído, 420, 423
Benzamida, 470
Benzo[*a*]pireno, 398
Benzoato
de etilo, 457
de potasio, 453
de sodio, 454
Berilio, 90, 92, 105
Best, Charles, 7
Betún de zapatos, 522
Bicarbonato, 134, 135
de aluminio, 136
como un ácido débil, 287
en el cuerpo, 306
reacciones con ácidos, 299
en la sangre, 306
de sodio, 137

Bicarbonato *(cont.)*
tampón carbonato/bicarbonato, 309
transporte a través de las membranas celulares, 542
Biocitina, 582
Biodiésel, 529
Biotina, 582
1,3-Bisfosfoglicerato, 636, 638–639
Bisodol, 302
Bisulfato, 134
Bisulfito, 134
Bolas antipolilla, 398
Bolsas
de basura, 394
calientes/frías
reacciones químicas, 196
en bolsas, 51
Bombas de protones Complejos enzimáticos I, III y IV que desplazan los protones desde la matriz al espacio intermembranal, creando un gradiente de protones, 653
Bombikol, 389
Boro, 87, 90, 105, 111
símbolo, 87
Boro-10, 327
Braquiterapia, 332
permanente, 332
temporal, 332
Bromo, 87, 92, 108, 139, 429
molécula diatómica, 139
símbolo, 87
bromo-, 359
4-Bromo-2-clorotolueno, 397
4-Bromo-2,4-dimetilhexano, 397
4-Bromo-2-metil-1-pentanol, 407
2-Bromo-3-pentanona, 422
4-Bromoanilina, 453
2-Bromofenol, 407
Bromometane, 360
Bromuro, 130, 281
de magnesio, 130
Bronce, 44, 84, 85, 243
Bronceado, 616
Broncodilatadores, 466
Brønsted, J. N., 283
Buceador autónomo, 41, 125, 226, 232
Bucher, Leslie, 483
Bupivacaína, 224
Burkitt, linfoma, 616
Butadiona, 423
Butano, 355–356, 361, 365
combustión, 367
fórmulas estructurales, 356
2-Butanol, 452–453
1-Buteno, 384, 387, 388
2-Buteno, 384, 387
isómeros *cis-trans*, 387
2-Butino, 384, 291
Butiraldehído, 373, 420
Butiramida, 478, 481
Butirato
de etilo, 376
de metilo, 455
de pentilo, 457

C

Cadaverina, 373
Cadena
lateral (R), 554–555, 561, 584
respiratoria. *Véase* Transporte de electrones
Cadmio, 87, 616
símbolo, 87
Caducidad, 218
Cafeína, 34, 467
Calcio, 28, 83, 87, 90, 108, 130, 300
en el cuerpo, 83, 126, 135
en la contracción muscular, 628
en la sangre, 28
símbolo, 87
transporte a través de las membranas celulares, 542
Calculadoras y notación científica, 20
Cálculos en medicina empleando factores de conversión, 38–39
Calefactor portátil, 366
Calentador de gas, 354
Calentamiento global y dióxido de carbono, 55
Californio, 87
Californio-249, 327
Caliza, 299, 311
Calor Energía asociada con el movimiento de las partículas de una sustancia, 53
con el aumento de la temperatura, cálculo, 64
Calor específico (SH) Cantidad de calor que cambia la temperatura de 1 g de una sustancia 1 °C, 63–65
del agua, 63
cálculos, 64
Calor de fusión Energía necesaria para fundir exactamente 1 g de una sustancia a la temperatura de su punto de fusión. Para el agua, se necesitan 80,0 cal para fundir 1 g de hielo; cuando el agua se congela se liberan 80,0 cal, 68–69
Calor de reacción, 195–196, 200
Calor de vaporización Energía necesaria para vaporizar 1 g de una sustancia a la temperatura de su punto de ebullición, 70–72
Caloría (cal) Cantidad de energía calorífica que eleva la temperatura de exactamente 1 g de agua exactamente 1 °C, 54, 56
Calorías nutricionales, 75
Calorímetro, 56
Cámaras hiperbáricas, 234
Cambio de fase Paso de un estado de la materia en otro; por ejemplo, de sólido a líquido, líquido a sólido o líquido a gas, 67–74
calor de fusión, 68–69
calor de vaporización, 70–72
congelación, 67
curva
de calentamiento, etapas, 72
de enfriamiento, etapas, 73
ebullición y condensación, 69–70
fusión, 67
sublimación, 69
Cambio físico Cambio en la apariencia física de una sustancia, sin que cambie la composición química, 171–172
Cambio químico Formación de una nueva sustancia con composición y propiedades distintas de las de la sustancia inicial, 171–173
Cáncer, 616
cérvix, 616
colon, 601, 616
estómago, 616
hígado, 616
mama, 332, 527, 601
nasofaríngeo, 616
nasolaríngeo, 616
páncreas, 337
piel, 62, 69, 107, 338, 615, 616
próstata, 331, 337, 576, 616
pulmón, 325, 445, 467, 529, 616
riñón, 616
tiroides, 318
útero, 616
vejiga, 501, 616
Canela, 373, 406, 423
Cantidad diaria recomendada (CDR), 581
Caña de azúcar, 499, 507
Capa de ozono, 2, 15, 222, 616

Carbohidrasa, 433, 572
Carbón, combustión, 54, 183, 299, 340
Carbonato, 134, 281
de aluminio, 136
de calcio, 3, 121, 135, 137, 207, 302
de potasio, 137
Carbono, 87, 105, 134, 351
alfa (α), 553
Carbono-11, 337
Carbono-14, 331, 336
Carbono quiral Átomo de carbono unido a cuatro átomos o grupos diferentes, 429–433, 422, 487, 492
combustión, 175
en el cuerpo, 83
estructura tetraédrica, 353–354
isótopos, 103
masa atómica, 103
quiral, 429-433, 422, 487, 492
símbolo, 87
Carboxilasa, 364, 572
Carboxipeptidasa A, 581
Carcinógeno, 364, 398, 423, 467, 616
Carga iónica Diferencia entre el número de protones (positivos) y de electrones (negativos) que se escribe en la esquina superior derecha del símbolo de un elemento o de ión poliatómico, 122
cálculo, 123
fórmulas iónicas a partir, 128–129
metales con carga variable, 131–132
a partir del número de grupo, 123–125
Caries dental, 144
β-Caroteno, 390
Carotenoides, 526
Carothers, Wallace, 7
Carvona, 423, 433
enantiómeros, 433
Caseína, 259, 553
Catalasa, 581
Catalizador Sustancia que incrementa la velocidad de una reacción al disminuir la energía de activación, 197
Catión Ión con carga positiva, 122
Cavidad torácica, 218
Colina, 531–532
Cebollas, 406, 410
Cecil, Charles L., 1
Cefalinas Glicerofosfolípidos presentes en el cerebro y en el tejido nervioso y contienen el aminoalcohol serina o etanolamina, 528
Celofán, 272
Células
animales, posición y función de sus componentes, 627
cancerígenas, 321
grasas, 537, 544, 624, 659
Celulasa, 505
Celulosa Polisacárido lineal formado por unidades de glucosa unidas de forma que no pueden ser hidrolizadas por el sistema digestivo humano, 505, 507
centi-, 27–28
Centímetro (cm) Unidad de longitud del sistema métrico, una pulgada contiene 2,54 cm, 15, 28
Centímetro cúbico (cm^3, cc) Volumen de un cubo de un centímetro de lado, 28
Centrales nucleares, 342
Centro del hambre, 58
Cera Éster entre un alcohol de cadena larga y un ácido graso saturado de cadena larga, 521–525
de abeja, 522
de carnauba, 522
de yoyoba, 522
Cero absoluto, 61
Cesio, 90, 144
Cesio-131, 332
Cesio-137, 144, 331, 346
Cetogénesis, 660, 661, 668
α-Cetoglutarato, 643, 662, 663, 664, 670
Cetohexosa, 486, 489, 493, 507
Cetona(s) Familia de compuestos orgánicos con un grupo carbonilo unido a dos átomos de carbono, 370, 372, 373, 419–420, 421–424
acetona, 423
en compuestos habituales, 373
formaldehído, 423
nomenclatura IUPAC, 422
a partir de la oxidación de alcoholes, 417, 435
propiedades, 424–427
puntos de ebullición, 424–425
solubilidad, 425
Cetopentosa, 511
Cetosa Monosacárido con un grupo cetona, 485
Cetosis Enfermedad en la que niveles elevados de cuerpos cetónicos no pueden ser metabolizados, lo que produce una disminución del pH de la sangre, 660–661
Charles, Jacques, 220
Chernóbil, accidente nuclear, 331
Cianato de amonio, 351
Cianuro, 134
de sodio, 34
Ciclo del ácido cítrico Serie de procesos de oxidación que suceden en las mitocondrias que convierten la acetil-CoA en CO_2 y generan NADH y $FADH_2$. También se conoce como ciclo de los ácidos tricarboxílicos o ciclo de Krebs, 624, 625, 641–645
ATP, a partir, 188, 644
ecuación global, 644
resumen, 641–644
de productos, 644
Ciclo de la urea Proceso por el cual los iones amonio de la degradación de los aminoácidos se convierten en urea, 663–664
Cicloalcanol, 407
Cicloalcanos Alcanos con estructura de anillo o ciclo, 356–357
fórmulas, 357
Cicloalquenos, 383–386
Ciclobutano, 357, 375, 401
Ciclohexano, 354, 357, 391
Ciclohexanol, 407
Ciclohexeno, 391, 393
Ciclopentano, 357
Ciclopentanol, 415
Ciclopentanona, 422
Ciclopenteno, 415
Ciclopropano, 171, 219, 232, 351, 356, 357
Ciclopropeno, 400
Cicuta, 467
Ciencia y tecnología, 6-7
Cifras decimales en sumas y restas, 25–26
Cifras significativas Números obtenidos en una medida, 22
en cálculos, 23–27
en divisiones, 24–25
menos, 24
en multiplicaciones, 24–25
redondeo, 24
en restas, 25–26
en sumas, 25–26
Cinamaldehído, 423
Circuitos eléctricos, 141
Cisteína, 417, 556
Citidina monofosfato (CMP), 594
Citocromo *a*, 649
Citocromo a_3, 649
Citocromo *b*, 648, 650
Citocromo *c*, 647
oxidasa, 649
Citocromo oxidasa, 581

Citocromos Proteínas que contienen hierro y que transfieren electrones del QH_2 al oxígeno, 646
Citoplasma En las células eucariotas, material situado entre el núcleo y la membrana plasmática, 626
Citosina, 592–593, 59
Citosol Fluido del citoplasma, consiste en una disolución de electrolitos y enzimas, 626
Citronelal, 386, 437
CK. *Véase* Creatina quinasa
Clavos, 409
Clindamicina, 437
Cloranfenicol, 609
Clorato, 134, 281
Clorita, 134, 281
Cloro, 2, 83, 84, 87, 90, 92, 99, 102, 105, 108, 121–123, 134, 351
  isótopos, 102
  molécula diatómica, 139, 149, 150
  símbolo, 87
cloro-, 359
3-Cloro-1-butino, 384
3-Cloro-2-metilpentano, 360
Cloroetano, 365
3-Clorofenol, 407
Clorofluorocarbonos (CFC), 2, 210, 222
Cloroformo ($CHCl_3$), 364
Cloruro, 126, 130, 281, 283, 433
  de amonio, 472, 476
  de bario, 182
  de calcio, 133
  de cobre(II), 131, 133
  en el cuerpo, 34, 130
  de dimetilamonio, 466
  de estaño(II), 132
  de etilo, 74
  de hidrógeno (HCl), 281
  de hierro(II), 132
  de hierro(III), 132
  de magnesio, 128, 278
  de metilamonio, 466
  de polivinilo, 394, 403
  de potasio, 229, 250, 377
  de sodio, 4, 34, 63, 84, 121, 182, 242, 243, 244, 250, 314
    propiedades, 127–128
  transporte a través de las membranas, 542
  de vinilo, 616
  de zinc, 158, 181
Clúster Fe-S Proteínas que contienen hierro y azufre en las que el hierro actúa como aceptor/dador de electrones durante el transporte de electrones, 645
Clústeres hierro-azufre (Fe-S) Proteínas que contienen hierro y azufre y en las que los iones de hierro aceptan/liberan electrones durante el transporte de electrones, 645
CNPT Condiciones estándar: 0 °C de temperatura (273 K), y 1 atm de presión, 227
  gases en reacciones, 229–230
Coágulo, 94, 581–582
Cobalamina, 582
Cobalto, 87
Cobalto-60, 331
Cobre, 63, 83, 87, 94
  en el cuerpo, 83
  isótopos, 103, 117
  masa atómica, 103
  propiedades físicas, 88
  símbolo, 87
Cocaína, 373, 448, 466
Codeína, 373, 467
Código genético Información contenida en el ADN que es transferida al mARN como una secuencia de codones para la síntesis de proteínas, 605–606
Codón Secuencia de tres bases en el mARN que codifica que un determinado aminoácido se sitúe en la proteína. El comienzo y el final de la transcripción están determinados por codones, 605–606
Codon de inicio, 607
Coeficientes Números enteros que se colocan delante de las fórmulas para equilibrar el número de átomos y los moles de cada elemento en ambos miembros de la ecuación, 175
Coenzima A (CoA) Coenzima que transporta grupos acilo y acetilo, 582, 633–634
Coenzima Q (CoQ, Q) Transportador de electrones desde el NADH y el $FADH_2$ al citocromo *b* en el complejo III, 646, 647
Coenzima Q-citocromo *c* reductasa, 648–649
Coenzimas Moléculas orgánicas, generalmente vitaminas, que actúan como cofactores de la acción enzimática, 580, 581–582
  en rutas metabólicas, 632–634
    coenzima A (CoA), 633–634
    FAD (flavín adenín dinucleótido), 633
    NAD^+ (nicotinamida adenina dinucleótido), 632–634
Cofactores Iones metálicos o moléculas orgánicas no proteicas necesarias para la función biológica de la enzima, 580–582
Col fétida, 653
Colágeno La proteína más abundante del cuerpo, formada por fibras o hélices triples unidas mediante enlaces de hidrógeno entre los grupos OH de la hidroxiprolina y de la hidroxilisina, 553, 562–563
Colesterol El más abundante de los esteroides, está presente en las membranas celulares, y es necesario para la síntesis de vitamina D, hormonas y sales biliares, 28, 57, 82, 406, 526, 534–535
  en el cuerpo, 514–515, 527, 531, 534, 536
  y depósitos, 520, 535, 537, 548
  en las membranas celulares, 542–543
  procedente de la dieta, 57, 514–515, 526–527, 537
  en la sangre, 23, 520, 527–528
    colesterol «malo», 536, 548
    colesterol «bueno», 537
Colinesterasa, 576
Coloides Mezclas que contienen partículas relativamente grandes. Los coloides atraviesan los filtros pero no las membranas semipermeables, 267, 268, 272
  en el cuerpo, 268
  ejemplos, 268
Colorantes, 8, 397, 398, 600, 616
  de anilina, 616
Combustible(s)
  de aviación, 365, 368
  de calefacción, 365
  diésel, 368, 529
Combustión Reacción química en la que un alcano reacciona con oxígeno para producir CO_2, H_2O y energía, 366
  de alcanos, 366
  de alcoholes, 414, 435
  de combustibles fósiles, 52, 55, 222, 299
  incompleta, 367
Comida deshidratada, 271
Complejo enzima-sustrato (ES) En una reacción enzimática, intermedio formado por una enzima unida a un sustrato, 573, 578
Compuesto Sustancia pura formada por dos o más elementos, con una composición definida, y que puede ser degradada a sustancias más sencillas mediante métodos químicos, 83, 121
  covalentes, 121, 138–143
    átomos de diferente elementos, 139–140
    fórmula punto-electrón, 139–140
    formulación a partir de los nombres, 142
    molécula de hidrógeno, formación, 139
    nomenclatura, 141–142
    octetos, 139
  fuerzas atractivas, 151–153
  iónicos, 121, 127–129
    con dos elementos, nomenclatura, 130
    equilibrio de carga, 128

fórmula, 128
formulación, 132–133
de compuestos iónicos a partir de la carga iónica, 128–129
iones poliatómicos, 133–138
nomenclatura, 121, 138
propiedades, 127
puntos de fusión, 127
subíndices en las fórmulas, 128
masa molar, 167–168
orgánicos. *Véase* Compuestos orgánicos
Compuestos aromáticos Compuestos que generalmente tienen un olor característico y contienen benceno. El benceno es un anillo de seis átomos de carbono, cada uno de ellos unido a un átomo de hidrógeno, 369, 372, 396–398
nomenclatura IUPAC, 396–397
Compuestos orgánicos Compuestos formados por carbono y que generalmente tienen enlaces covalentes, bajos puntos de fusión y de ebullición, son moléculas no polares, insolubles en agua e inflamables, 351–354
carbono, geometría tetraédrica, 353
clasificación, 372
desnaturalización de proteínas, 568–569
enlace(s), 353
covalentes de los elementos, 369
grupos funcionales, 369–373
con oxígeno y azufre, 405–446
propiedades, 351
Concentración Medida de la cantidad de soluto disuelta en una cantidad determinada de disolución, 242, 249, 250, 255
dilución, 262–264
efecto en la velocidad de reacción, 197
porcentaje, 255, 257–262
cálculo, 257
como factor de conversión, 257–258
porcentaje
en masa, 255–256
en masa/volumen, 257
en volumen, 256
de sustrato, 577–578
Condensación Cambio de estado gas a líquido, 69–70
Condiciones aeróbicas Entorno celular que contiene oxígeno, 661
Condiciones anaeróbicas Situación celular libre de oxígeno, 635
Conductor eléctrico, 418
Congelación Cambio de estado de líquido a sólido, 67
Coniina, 467
Conservación de la masa, 189–190
Conservantes, 137, 377
Contaminación
del aire, 210
térmica, 253
Contenido calórico de un alimento, 57
Contracción muscular, 584, 627–628
Contrachapado, 423
Cooper, Martin, 7
Coronavirus, 613
Corrosión de los metales, 184
Corteza de sauce, 456
Corticoesteroides, 539, 544
adrenales, 539, 539–540, 544
Cortisona, 539
Cosméticos. *Véase* Productos para el cuidado de la piel
Crack, 466
Creatina quinasa (CK), 576
Crenación Contracción de una célula cuando el agua de su interior la abandona al ser introducida en una disolución hipertónica, 271
Creutzfeldt-Jakob, enfermedad, 568
Crick, Francis, 7, 598
Criostato, 69
Cristal(es), 65
iónicos, estructuras, 121
Cristofano, Anne, 161
Cromio, 87, 616
símbolo, 87
C-terminal Aminoácido de uno de los extremos de una cadena polipeptídica con un grupo —COO^-, 559
Cuarzo, 65
Cubierta de mielina, 531
Cuernos (animales), 553
Cuerpos cetónicos Productos de la cetogénesis: acetoacetato, β-hidroxibutirato y acetona, 660
y diabetes, 661
Curie, Marie, 7, 330
Curie, Pierre, 7
Curio, 87
Curio (Ci) Unidad de radiación equivalente a $3,7 \times 10^{10}$ desintegraciones/s, 329–330
Curva de calentamiento Diagrama que muestra los cambios de temperatura y de estado de una sustancia cuando se calienta, 72
Curva de decaimiento Diagrama que representa el decaimiento de un elemento radiactivo, 333–334
Curva de enfriamiento Diagrama que muestra los cambios de temperatura y de estado de una sustancia a medida que se elimina calor, 73

D

Dacrón, 409
Dador de protones, 290
Dalton (unidad de medida), 97
Dalton, John, 7, 95
teoría atómica, 95
Datación por carbono Técnica empleada en la datación de objetos antiguos que contienen carbono. La antigüedad se determina a partir de la cantidad de carbono-14 activo que permanece en la muestra, 336
de objetos antiguos, 336
radiológica, 336
Datos, 5
ddC, 615
ddI, 615
DDT (diclorodifeniltricloroetano), 8
dec-, 351
Decaimiento alfa, 323
ecuación, 324–325
Decano, 355
Decapante de pintura, 409
deci-, 27
Decilitro (dl), 28
Decoloración, 215, 309, 500
Déficit de oxígeno, 640
Deforestación, 55
Degradación de aminoácidos, 662–665
Demerol, 650
Densidad Relación entre la masa de un objeto y su volumen, expresada en gramos por centímetro cúbico (g/cm^3), gramos por mililitro (g/ml) o gramos por litro (g/l), 40–44
de los alcanos, 365
cálculo, 41
empleo del volumen desplazado para su cálculo, 41–42
medida, 41–42
resolución de problemas, empleo, 42
de los sólidos, 40
Dentaduras postizas, 382
Dentista, 382
Deposición, 67, 69
Dermatitis, 107, 517
Derrame de petróleo del *Exxon Valdez,* 365
Desacopladores, 653
Desactivación beta, 325–326
escribir una ecuación, 326

Desalinización, 270
Desaminación oxidativa Pérdida del ión amonio cuando el glutamato se transforma en cetoglutamato, 663, 667, 668, 673
Desaminasas, 572
Desatascador, 282
Descarboxilación Pérdida de un átomo de carbono en forma de CO_2, 642
Descompresión, 234
Descongestivos, 448, 466
Desechos radiactivos, 342–343
Deshidratación Reacción que elimina agua de un alcohol en presencia de un ácido para formar un alqueno, 415
Deshidrogenasa, 418, 572, 575
Desinfectante, 141
Desintegración radiactiva Proceso mediante el cual un núcleo inestable se descompone emitiendo radiación, 323
Desnaturalización Pérdida de las estructuras secundaria y terciaria de una proteína, producida por calor, ácidos, bases, compuestos orgánicos, metales pesados y/o agitación, 568–569
Desoxiadenosina, 594
Desoxiadenosina monofosfato (dAMP), 595
Desoxicitidina, 594, 615
Desoxicitidina-monofosfato (dCMP), 595
Desoxiguanosina, 594
Desoxiguanosina-monofosfato (dGMP), 595
Desoxirribosas, 592–593
Desoxitimidina, 594
Desoxitimidina-monofosfato (dTMP), 595
Destilación, 368
  fraccionada, 368
Destrucción del ozono, 210
Detectores de humo, 324
Dextrinas, 503–504, 629
Dextrosa. *Véase* Glucosa
di-, 361
Diabetes
  gestacional, 661
  mellitus, 44, 306, 490, 496
    y los cuerpos cetónicos, 661
    diabetes
      insulinodependiente (tipo I), 661
      resistente a la insulina (tipo II), 661
    gestacional, 661
Diacepam, 373
Diafragma, 218, 220
Diálisis Proceso mediante el cual el agua y las moléculas pequeñas atraviesan una membrana semipermeable, 272
  y ósmosis, 269–270
  en los riñones y en el riñón artificial, 273
2,6-Dibromo-4-clorotolueno, 397
2,4-Dibromo-2-metilpentano, 360
Diclorobenceno, 397
2,3-Diclorociclopentanona, 422
Diclorometano, 364
Dicloruro de azufre, 203
Dicumarol, 653
Didesoxicitidina, 615
Didesoxiinosina, 615
Dientes, 3, 38, 155, 382, 393
  caída de dientes, 83, 120
  iones poliatómicos, 135
Dieta rica en proteínas, 58, 423
Dietilcetona, 422
Dietiléter, 406, 410, 411
Dietista, 82–83
Diferencia de electronegatividad, 146
Difosfato de adenosina. *Véase* ADP
Difusión, 529
Di-Gel, 302
Digestión Proceso en el cual las moléculas de alimento grandes se degradan en el tracto intestinal a moléculas menores que pueden atravesar la membrana intestinal y penetrar en el torrente sanguíneo, 629–632
  de grasas, 630–631
  de hidratos de carbono, 629–630
  de lípidos, 624–625, 659
  de proteínas, 631
Digitalia, 448
Dihidrogenofosfato, 134
Dihidroxiacetona fosfato, 636, 637
Dilución Proceso mediante el cual se añade agua (disolvente) a una disolución para que aumente su volumen y disminuya (se diluya) la concentración del soluto, 259, 262–264
  molaridad, de disoluciones diluidas, 264
  volumen de disolución diluida, 263–264
2,3-Dimetil-2-buteno, 384, 465
Dimetilamina, 461, 463, 465–466
2,3-Dimetilbutano, 362–363
Dimetilcetona, 373. *Véase también* Acetona
Dimetiléter, 406, 410, 412–414
2,3-Dimetilpentano, 360
2,4-Dinitrofenol, 653
Dióxido
  de azufre, 141
  de carbono, 141, 210
    y calentamiento global, 55
    a partir del ciclo del ácido cítrico, 624, 642
    conversión en hidratos de carbono, 3
    densidad, 40
    en la fotosíntesis, 210
    intercambio de gases en los pulmones, 209
    a partir de la respiración, 484
    en la sangre, 233
  de nitrógeno, 194, 203, 239, 299
  de silicio, 141
  de titanio, 3, 4
Dipéptido, 559
Dipolo Separación de las cargas positivas y negativas en un enlace polar, representada por una flecha que va desde el átomo más positivo al más negativo, 145, 150
Dirigibles, 125
Disacáridos Hidratos de carbono formados por dos monosacáridos unidos por un enlace glicosídico, 498–500, 507
  dulzor, 501
  formación, 498
  fuentes alimenticias, 507
  hidrólisis, 498, 503, 507, 508
  lactosa, 498–499
  maltosa, 498
  sacarosa, 499
Disociación, 246
Disolución Mezcla homogénea cuyo soluto consiste en partículas pequeñas (iones o moléculas) y puede atravesar filtros y membranas semipermeables, 85, 241–279
  ácida, 290, 292
  básica, 283, 290–292, 461
  cálculo del pH, 293–294
  concentración en porcentaje, 255–258
  en el cuerpo, 268
  dilución, 259, 275
  fisiológica, 271
  formación, 244
  gaseosa, 243
  hipertónica, 271–272, 275
  hipotónica, 271–272, 275
  isotónica, 271
  líquido, 243
  molaridad, 259–61
  preparación, 253

propiedades, 267–272
neutra, 290, 292
no saturada, 251, 254
en reacciones químicas, 265–267
saturada, 251–253, 261
«semejante disuelve a semejante», 244–245
sólida, 243
Disolución fisiológica Disolución isotónica con los fluidos corporales y que ejerce su misma presión osmótica, 271
Disolución hipertónica Disolución con mayor concentración de partículas y mayor presión osmótica que las células del cuerpo, 271–272
Disolución hipotónica Disolución con menor concentración de partículas y menor presión osmótica que las células del cuerpo, 271–272
Disolución isotónica Disolución con igual concentración de partículas y presión osmótica que las células del cuerpo, 271
Disolución neutra, 290, 292, 298
Disolución no saturada Disolución que contiene menos soluto del que puede disolver, 251
Disolución saturada Disolución que contiene la máxima cantidad de soluto que puede disolverse a una temperatura dada. Si se añade más soluto, permanecerá sin disolver en el recipiente, 251
Disolución tampón Mezcla de un ácido o una base débil y su sal conjugada que resiste cambios en el pH cuando se le añaden pequeñas cantidades de ácido o de base, 207, 305, 308
Disolución(es)
ácidas, 290, 292
acuosas, clasificación de los solutos, 248
básica, 283, 290–292, 461
de gases, 243
líquidas, 243
molares, ejemplos, 260
sobresaturadas, 253
sólidas, 243
Disolvente Sustancia en la que se disuelve el soluto; generalmente es el componente mayoritario, 242
orgánico, 373, 513, 514
tipos, 242–243
Disposición tetraédrica, 148
Distrofia muscular de Duchenne, 612
Distrofina, 612
Disulfiram, 418
Disulfuro de carbono, 141
Disulfuros Compuestos formados a partir de tioles y que contienen el grupo funcional —S—S—, 417
Doble capa lipídica Modelo que considera la membrana celular formada por una capa doble de glicerofosfolípidos, 540
Doble hélice Forma helicoidal de la estructura del ADN, similar a una escalera en espiral con una estructura exterior de azúcar-fosfato y pares de bases como escalones en el interior, 598–600
Dolor óseo, 126, 330
L-Dopa, 433
Dopamina, 448
Dornell, Don, 350
Dornell, Mandy, 623
Dosis
letales de radiación, 332
de medicina, 34, 38–39, 332–333, 337
de radiación, en procedimientos diagnósticos y terapéuticos, 337
Dosis equivalente Medida del daño biológico producido por la absorción de una dosis de radiación, en función del tipo de radiación, 330
Down, síndrome, 612
Dubnium (Db), 327
Duchenne, distrofia muscular, 612

E

Ebullición Formación de burbujas en el seno de un líquido, 69–70
Eccema, 107
Ecuación ajustada Forma final de una ecuación química en la que se muestra el mismo número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos, 175
Ecuación química Representación simplificada de una reacción química en la que se emplean fórmulas para indicar los reactivos y productos implicados y coeficientes para expresar las relaciones entre los reactivos y productos, 174–179
ajustada, 176–177
pasos para ajustar ecuaciones, 176–177
relaciones
molares, 189–192
mol-mol
en cálculos, empleo, 190
en las ecuaciones, 190
símbolos usados en la escritura, 174–175
Ecuación(es)
del calor, 64
de neutralización, equilibración, 300–301
nucleares, guía para completarlas, 323–324
Edema, 126, 241, 305, 337
Efedrina, 466
Eicosanoides. *Véase* Prostaglandina
Einstein, Albert, 7, 340
Electrolito Sustancia que se disocia en iones al disolverse en agua, 242, 246–249
concentración, 249–250
débil, 247–248
disoluciones, 248
intravenosas de reposición, 250
equivalentes, 248
en los fluidos corporales, 241, 242, 250
fuerte, 246–247
no electrolitos, 247–248
en la sangre, 250
Electrolito débil Sustancia que en disolución acuosa sólo genera unos pocos iones pero muchas moléculas. Sus disoluciones son poco conductoras de la electricidad, 247–248
Electrolito fuerte Compuesto polar o iónico que se ioniza completamente cuando se disuelve en agua. Sus disoluciones son buenas conductoras de la corriente, 246–247, 248
Electrón Partícula subatómica con carga negativa cuya pequeña masa es generalmente omitida en los cálculos, su símbolo es e^-, 95–97
cambios en los niveles energéticos, 105–107
orbitales, 104
par
enlazante, 139
sin compartir, 139
en reacciones de oxidación-reducción, 184–186
de valencia, 107–111
Electronegatividad Capacidad relativa de un elemento para atraer los electrones de un enlace, 144
Electrones de valencia Electrones del nivel energético más externo de un átomo, 107–111
Elementos Sustancias puras que no pueden disociarse en sustancias más simples mediante métodos químicos, 83, 86
comunes, 91
en el cuerpo, 83
esenciales, 82, 90
isótopos, 101–102
masa molar, 166–171
nombres
latinos, 87
y símbolos, 87
principales, 90
propiedades físicas, 87
tabla periódica, 7, 89–93
de transición, 90
traza, 94
variaciones periódicas, 107–111

Emisión
gamma, 327
de positrones, 326
Emisores
alfa, 327
beta, en medicina, 326
de positrones, 327, 337
Emulsionado, 630
Enantiómeros Estereoisómeros que son imágenes especulares no superponibles, 429
de la carvona, 433
en los sistemas biológicos, 433
Encefalinas, 561
Encefalopatía bovina espongiforme (BSE). *Véase* Enfermedad de las vacas locas
Endorfinas, 561
Energía Capacidad para realizar un trabajo, 52–56
activación, 195
calor, 53
cinética, 52–56, 75, 197
consumo, en actividades físicas, 52
ionización, 110–114, 122, 138
y nutrición, 56–58
potencial, 52–56
reacciones
químicas, 195–198
endotérmicas, 195–196
unidades, 53–54
velocidad de reacción, 196–197
Energía de activación Energía necesaria para que se produzca la ruptura de los enlaces de las moléculas reaccionantes tras su colisión, 195, 197, 200, 571, 573
Energía cinética Energía de las partículas en movimiento, 52–56
Energía de ionización Energía necesaria para eliminar uno de los electrones del nivel energético más externo, 107, 110–111
Energía nutricional, 56
Energía potencial Tipo de energía inactiva que se almacena para su uso futuro, 52–56
Enfermedad
coronaria, 520, 527, 534 537
hepática, 576, 591
pancreática, 576
por radiación, 332
de las vacas locas, y estructura proteica, 568
Enfermedad genética Malformación física o disfunción metabólica producida por una mutación en la secuencia de bases del ADN, 610, 612–613
Enfermera, 591
Enfisema, 306, 520
Enflurano, 411
Enjuague bucal, 246, 259, 407, 409
Enlace covalente no polar Enlace covalente en el que los electrones son compartidos por igual, 145–146
Enlace covalente polar Enlace covalente en el que los electrones se comparten por igual por los átomos, 145–146
Enlace doble Compartición de dos pares de electrones por dos átomos, 141
Enlace fosfodiéster Enlace de tipo fosfato que se establece entre el grupo hidroxilo 3' de un nucleótido con el grupo fosfato del átomo de carbono 5' del siguiente nucleótido, 596
Enlace glicosídico Enlace que se forma cuando el grupo hidroxilo de un monosacárido reacciona con el grupo hidroxilo de otro monosacárido. Es el tipo de enlace por el que se unen los monosacáridos en los di- o polisacáridos, 498
enlace 1, 4, 498
Enlace peptídico Enlace de tipo amida que une a los aminoácidos en los polipéptidos y en las proteínas, 559, 577
Enlace triple Compartición de tres pares de electrones por dos átomos, 141, 154, 369
Enlace(s)
en compuestos orgánicos, 352, 353
covalente, 139, 141, 145–146
múltiple, 141
no polar, 145–146
polar, 145–146
iónico, 121
polaridad, 149–150, 352
sencillos, 141, 354–356, 362
tipos, 144–146
variaciones, 146–147
Enlaces de hidrógeno Atracción entre un átomo de hidrógeno con carga parcial positiva y un átomo fuertemente electronegativo como F, O o N, 151, 244–245, 564
Enolasa, 638
Ensayo de Benedict Ensayo para aldehídos con grupos hidroxilo adyacentes en el que los iones Cu^{2+} ($CuSO_4$) del reactivo de Benedict se reducen formando un precipitado naranja-rojizo de Cu_2O, 426, 496
Ensayo de Tollens Ensayo para la detección de aldehídos en el que la Ag^+ presente en el reactivo de Tollens se reduce a plata metálica, formándose un «espejo de plata» en las paredes del recipiente, 427
Envenenamiento por plomo, 569
Enzimas Sustancias que catalizan las reacciones biológicas, 571–572
actividad, 576–577
clases, 572
cofactores, 580–582
efecto(s)
de la concentración, 577–579
del pH, 577
de la temperatura, 576–577
factores que afectan a la actividad enzimática, 576–578
isoenzimas, 575
modelo
de ajuste inducido, 573–574
llave-cerradura, 573–574
nombres, 571–572
reacción enzimática, 573
receptores quirales, 433
sencillas, 580, 584
sitio activo, 573
Enzimas simples Enzimas activas en su forma polipeptídica, 580
Epimerasas, 572
Epinefrina, 448
Epsom, sales, 121, 137, 144, 171
Epstein-Barr, virus, 613
Equilibrio
de cargas, 17
en compuestos iónicos, 128
eléctrico, 17
Equivalencias Expresiones de la relación entre dos unidades que miden la misma cantidad, 28, 31
Equivalente (Eq) Cantidad de un ión positivo o negativo que contiene un mol de carga eléctrica, 248–249
de electrolitos, 248
Eritremia, 326, 337, 340
Eritromicina, 609
Eritrosa, 430–431, 485
Eritrulosa, 485
Escala Celsius (°C) Escala de temperaturas en la que al agua se le asigna un punto de congelación de 0 °C y un punto de ebullición de 100 °C, 17
conversión
Fahrenheit, 60
Kelvin, 62
Escala Fahrenheit (°F) de temperaturas, 59–61
conversión a la escala Celsius, 61
Escala Kelvin de temperaturas Escala de temperaturas en la que la temperatura más baja posible es 0 K, 17, 61–62

Escáner Imagen de una parte del cuerpo obtenida a partir de la radiación emitida por ciertos isótopos que se acumulan en esa parte del cuerpo, 337
Escáner(es), 337–338
PET, 338
pulmonar, 333
de tiroides, 318
Escape de materiales peligrosos, 350
Escayola, 137
Escherichia coli, 331
Escorbuto, 581
Esencia de menta, 414, 423, 433
Esfigmomanómetro, 215
Esmog
fotoquímico, 183
industrial, 183
y su influencia en la salud, 183
Especialista en rehabilitación, 128, 558
Espectrometría de masas, 470
Espejo de plata, 426, 435–436
Estanozolol, 539
Estaño, 85, 92, 121, 123, 131, 300
símbolo, 87
Estearato de magnesio, 461
Estereoisómeros Isómeros cuyos átomos están unidos en el mismo orden, pero que con distinta disposición espacial, 427
de aminoácidos, 555–556
isómero «D», 432, 488, 489, 492, 507, 511
isómero «L», 431, 487, 488, 507, 511
Ésteres Familia de compuestos orgánicos que contiene un grupo —COO— unido a un átomo de carbono, 371–373, 455–460, 477
en compuestos habituales, 354
formación, 447
fórmulas estructurales condensadas, 459–460
en frutas y aromas, 448
hidrólisis
ácida, 458, 472
básica, 458–459, 472
nombres comunes, 456–457
en las plantas, 457
sistema de nomenclatura IUPAC, 456–457
Ésteres del colesterol, 535
Esterificación Formación de un éster a partir de un alcohol y un ácido carboxílico en presencia de un catalizador ácido, con pérdida de una molécula de agua, 455
Esteroide(s) Tipo de lípido constituido por un sistema multicíclico, 533–540
anabolizantes, 539
colesterol, 534–535
corticoesteroides adrenales, 539
hormonas esteroideas, 537–538
lipoproteínas, 535–537
Esteroles, 534, 543
Estimulantes, 464, 467
Estireno, 394
Estradiol, 406, 538, 540, 548
Estreptomicina, 609
Estrógeno, 537
Estroncio, 92, 105, 348
símbolo, 87
Estroncio-85, 336
Estroncio-89, 340
Estroncio-90, 331
Estructura
celular para el metabolismo, 625–626
proteica, niveles, 560–570
Estructura cuaternaria Estructura proteica activa formada por dos o más subunidades, 566–567
Estructura primaria de ácidos nucleicos Secuencia de nucleótidos en los ácidos nucleicos, 596–598
Estructura primaria de las proteínas Secuencia específica de aminoácidos en una proteína, 560–561
Estructura secundaria Formación de una hélice, una hoja plegada β o una hélice triple, 561
Estructura terciaria Plegamiento de la estructura secundaria de una proteína que genera una estructura compacta estabilizada mediante interacciones entre las cadenas laterales, 564–565, 584, 585
Etano, 353, 355, 365
Etanoato de sodio, 459
1,2-Etanodiol, 409
Etanol, 34, 40, 63, 65, 203, 207, 315, 373, 392, 406, 409, 413, 415, 418, 449
densidad, 315
oxidación, 418, 632
Etanolamina, 531
Etanodiol, 410
Éteres Familia de compuestos orgánicos que contienen un átomo de oxígeno unido a dos átomos de carbono, 370, 372, 406–407, 410
como anestésicos, 411
nombres vulgares, 410
propiedades, 412–414
puntos de ebullición, 412–413
sistema de nomenclatura IUPAC, 410
solubilidad, 413
Etilamina, 464, 468, 474
Etilbenceno, 396
Etilenglicol, 409, 550, 585
envenenamiento, 409
Etileno, 383, 385, 394, 409
Etilfeniléter, 410
Etilmetilamina, 464
Etilmetiléter, 413, 425
Etino. *Véase* Acetileno
Etilpropiléter, 410
Etiquetado de alimentos, 527
Etiquetas, unidades mostradas, 18
Euforia del corredor de fondo, 561
Eugenol, 409
Evaporación Formación de un gas (vapor) cuando moléculas con alta energía escapan de la superficie de un líquido, 52, 69–70
Experimento Proceso que se emplea para validar una hipótesis, 5
Experimento con lámina de oro, 96, 115
Explosivos, 377, 401
Extractor de calor, 69

F

Factor mol-mol Factor de conversión que relaciona el número de moles de dos compuestos y que deriva de los coeficientes de la ecuación, 190
en cálculos, 190–191
escritura, 191
Factor(es)
de conversión
métricos, 31–32
sistema métrico-estadounidense, 32
prefijos, 27
de protección solar (SPF), 451
Factores de conversión Relaciones en las que el numerador y el denominador son cantidades derivadas de una equivalencia o de una relación dada. Por ejemplo, los factores de conversión para la relación 1 kg = 2,20 lb se pueden escribir como:

$$\frac{2{,}20\ \text{lb}}{1\ \text{kg}} \quad \text{y} \quad \frac{1\ \text{kg}}{2{,}20\ \text{lb}}, 37–38$$

cálculos médicos, empleando, 38–39
concentración en porcentaje, 255, 257–262
escritura, 31–34
establecidos en un problema, 33

Factores de conversión *(cont.)*
guía para la resolución de problemas, empleando, 35–36
masa molar como, 166–171
molaridad, 259–260
número de Avogadro, 163–164
para el porcentaje, 33
resolución de problemas empleando dos o más, 37–38
sistema
métrico, 31–32
métrico-estadounidense, 32
temperatura, 17, 59–63
usando dos o más, 37–38
FAD Coenzima (flavín adenín dinucleótido) de las enzimas deshidrogenasas, que forman enlaces dobles carbono-carbono, 187, 188, 582, 632–635, 643, 648
Fallo renal, 273
Familia de los hidrocarburos, 369
Faraday, Michael, 396
Farmacéutico, 39, 416
Fármacos para dietas, 58
Farolas, sodio, 105
Fenacetina, 378, 471
Fenantreno, 398
3-Fenil-1-buteno, 612
Fenilalanina, 377, 501, 556, 605
Fenilalanina hidroxilasa, 612
Fenilcetonuria (PKU), 612
Fenilefrina, 464
Fenilpiruvato, 612
Fenobarbital, 448
Fenol Compuesto aromático con un grupo —OH unido a un anillo de benceno, 406–407
compuestos importantes, 388
nomenclatura, 435
propiedades, 414
solubilidad, 413–414
Fenolftaleína, 282, 283, 302, 303
Fermentación, 315, 396, 409, 483, 498
Feromonas en la comunicación entre insectos, 389
Ferritina, 553
Fertilizante, 134, 202, 222, 377, 448
Fibra alimenticia, 57
Fibrosis quística, 612
Fiebre, 2, 17, 61, 62–63, 306, 378, 471, 520, 521
Filamento
delgado, 628
grueso, 628
Firenze, Josephine, 241
Fischer, Emil, 430–431
Fisión Proceso por el cual un núcleo grande se divide en fragmentos más pequeños, liberando grandes cantidades de energía, 340
nuclear, 340
Fisioterapeuta, 128, 533
Flambeado, 415
Flavín
adenín dinucleótido (FAD), 582
mononucleótido (FMN). *Véase* FMN (flavín mononucleótido)
Fleming, Alexander, 7
Floculante, 268
Flores, como indicadores del pH, 298
Flotabilidad, 44
Fluido(s)
corporales
composición, 241
electrolitos, 250
pH, 281
saturación, 252
extracelular, 44
intersticial, 245
Flúor, 87, 90, 92, 94, 105, 108, 222
en el cuerpo, 94
masa atómica, 103
molécula diatómica, 139
símbolo, 87
Flúor-18, 336–338
fluoro-, 359
Fluoruro, 130
de estaño(II), 111
en la pasta de dientes, 120, 121, 203
de sodio, 130, 203
Fluotano, 364–365
Fluoxetina, 7, 121
FMN (flavín mononucleótido) Transportador de electrones derivado de la riboflavina (vitamina B_2) que transfiere iones hidrógeno y electrones del NADH, 582, 626, 646
Food and Drug Administration (FDA), 331, 451, 523
Forma dipolar, 585
Formaldehído, 423
Formalina, 423
Formamida, 470–471
Formiato de sodio, 453
Fórmula
estructural
condensada, 355–356
desarrollada, 353
iónica, 128–132
formulación
a partir de la carga iónica, 128–129
y nomenclatura, 130–132
línea-enlace, 516
Fórmula Grupo de símbolos y subíndices que indican los átomos o iones presentes en un compuesto, 128
de compuestos iónicos, 128–129
Fórmula estructural expandida Tipo de representación estructural en la que se muestra la disposición de los átomos dibujando los enlaces en los hidrocarburos como C—C o C—H, 353
Fórmula punto-electrón Representación de un elemento en la que sus electrones de valencia se representan como puntos dispuestos alrededor de su símbolo, 108
formulación, 109
Fórmulas estructurales condensadas Fórmulas estructurales que muestran la disposición de los átomos en la molécula pero en la que se agrupan los átomos de carbono con los átomos de hidrógeno a los que está unido (CH_3, CH_2 o CH), 355–356
2-Fosfoglicerato, 636
3-Fosfoglicerato, 636
Fosfatasas, 572
ácida (ACP), 576
alcalina (ALP), 576
Fosfato, 134, 135, 281, 302, 531, 599, 620
de aluminio, 137
de calcio, 137
de hierro(III), 137
de piridoxilo, 582
de sodio, 158, 204
de zinc, 137
Fosfito, 134
Fosfoenolpiruvato, 636, 638
Fosfofructoquinasa, 637
Fosfoglicerato
mutasa, 638
quinasa, 638
Fosfoglucoisomerasa, 637
Fosforilación oxidativa Síntesis de ATP a partir de ADP, empleando la energía procedente de reacciones de oxidación en las que se transportan electrones, 653
y ATP, 650–656

Fósforo, 3, 83, 105, 133, 134, 143, 151
en el cuerpo, 90
símbolo, 87
Fósforo-32, 326
Fosfuro, 130
de sodio, 130, 143
Fotosíntesis, 210, 299, 484, 511
Fototerapia, 107
Francio, 90
Franklin, Rosalind, 7
Fructosa Monosacárido, también llamado levulosa y azúcar de fruta, que se encuentra en la miel y el zumo de fruta, al combinarse con la glucosa forma la sacarosa, 489–490, 507
Frutas
alquenos aromáticos, 386
aromas, 373
ésteres, 448
maduración, 383–384
oxidación, 186
prevención del daño por heladas, 69
recubrimiento ceroso, 365–366
Fucosa, 502
Fuerzas atractivas en los compuestos, 151–153
atracciones dipolo-dipolo, 151
enlaces de hidrógeno, 151
fuerzas de dispersión, 152
Fuerzas de dispersión Enlaces débiles que se establece entre los dipolos resultantes de la polarización instantánea de moléculas no polares, 152
Fuller, Ray, 7
Fumarato, 643–644, 664
Función EXP en calculadoras, 20
Fusión Reacción en la que se liberan grandes cantidades de energía cuando se combinan núcleos pequeños para formar un núcleo mayor, 340–341
Fusión Transformación de un sólido en un líquido, 67
Fusión nuclear, 340–342

G

Gajdusek, Carleton, 568
Galactosa Monosacárido que junto a la glucosa forma la lactosa, 487–489, 493, 502, 507, 625, 635, 667
fuentes alimenticias, 507
Galactosemia, 489, 612
Galio, 117, 328
Ganancia/pérdida de peso, 58
Gas Estado de la materia caracterizado por la ausencia de forma o volumen definidos.
Las partículas de los gases se mueven rápidamente, 65–66, 209–240
cambios de estado, 73
cantidad, 212
clorofluorinados (CFC), 222
disoluciones de gas, 243
ley
de Avogadro, 226–229, 236
de Boyle, 216–217
de Charles, 220–221, 235
combinada de gases, 225–226, 236
de Dalton, 231, 234, 236
de Gay-Lussac, 223–224
nobles, 89, 92–94, 110, 113, 121–122, 124, 125, 139, 144, 154
presión(es), 209, 211, 235
parciales, 230–232
propiedades, 66, 210–213
que describen un gas, 213
en reacciones en CNPT, 229–230
sangre, 233
solubilidad
en agua, 253, 275
en líquidos, 253–254, 275
temperatura, 212, 221, 223, 225, 236
teoría cinética de los gases, 210–211
volumen, 23, 210, 211–212, 216, 220
Gas noble Elemento del grupo 8A (18) del sistema periódico, generalmente inerte o que raramente forma combinaciones con otros elementos, 93
usos, 125
Gas(es)
con efecto invernadero, 222
natural, 3, 55, 139, 314, 367, 368
detección de fugas de gas, 410
de la risa, 120, 141, 222
en la sangre, 233
Gasohol, 203, 409
Gasolina, 15, 20, 40, 52, 55, 78, 188, 314, 350, 351, 365, 368, 409
Gaulteria. *Véase* Salicilato de metilo
GDP, 644
Geiger, contador, 329, 344
Gelusil, 302
Gemas, 121
Genes, 570, 601, 613, 626
Genoma, 592, 601
Geólogo, 357
Geometría piramidal Geometría de las moléculas con tres átomos y un par de electrones sin compartir alrededor de un átomo central, 148
Geometría tetraédrica Geometría de una molécula con cuatro átomos unidos, 148, 150, 154
Geraniol, 386
Ghiorso, Albert, 7
giga-, 27
Gliceraldehído-3-fosfato, 636–638
deshidrogenasa, 638
Gliceraldehído, 430
Glicerina, 3, 409
Glicerofosfolípidos Lípidos polares derivados del glicerol unidos a dos ácidos grasos y con un grupo fosfato enlazado a un aminoalcohol, como la colina, la serina o la etanolamina, 531–532
Glicerol, 409, 414, 448, 455, 515, 521, 522, 526, 528, 529
a partir de la digestión de lípidos, 624–625
usos, 529
Glicilalanina, 559
Glicina, 556, 559, 605, 611, 664
Globos aerostáticos, 213, 220, 221
Glóbulos rojos, 83, 94, 271, 272, 277, 321, 340, 502
crenación, 271, 272, 274
hemolisis, 271, 272, 274
Glomérulo, 273
Glucitol, 273
Glucógeno Polisacárido que se forma en el hígado y en los músculos y que almacena la glucosa como reserva energética. Está formado por unidades de glucosa unidas mediante enlaces glicosídicos 1, 4 y 1, 6 y es un polímero altamente ramificado, 489, 503–507, 539, 635, 661, 665
metabolismo, 665
Glucólisis Conjunto de las diez reacciones de oxidación de la glucosa que generan dos moléculas de piruvato, 635–641
ATP a partir, 652–653
Gluconeogenia, 661
Glucosa El monosacárido más abundante en la dieta. Es una aldohexosa que se encuentra en la fruta, en los vegetales, el sirope de maíz y la miel. También conocida como azúcar en sangre y dextrosa. Presente en la mayoría de los polisacáridos, en los que se enlaza mediante enlaces glicosídicos, 238, 273, 280, 490, 507
combustión, 366
en el cuerpo, 198, 503

Glucosa *(cont.)*
detección en sangre u orina, 426
a partir de la digestión de hidratos de carbono, 484
estructuras cíclicas, 511
en los fluidos corporales, 241–242
a partir de la fotosíntesis, 484, 511
fuentes de alimentación, 507
glucólisis, 635–636, 653
α-D-glucosa, 493
β-D-glucosa, 493
en la orina, 496
oxidación, 184, 484, 653
completa, 654–655
en las plantas, 503
en la sangre, 62, 426
y síntesis de ATP, 624
transporte a través de las membranas celulares, 268
D-Glucosa, 489, 495
Glucosa-6-fosfatasa, 581
Glucosuria, 496
Glutamato, 662, 663–665, 668, 670, 673
deshidrogenasa, 663
de sodio (MSG), 454
Glutamina, 556, 564, 613, 664
Golgi, aparato, 626–627
Gore, Albert, 222
Gota, 252
Goudak, Julie, 317
Gradiente de presiones, 218
Grafito, 95
Gramo (g) Unidad del sistema métrico que se emplea para medir la masa, 17, 45
por centímetro cúbico (g/cm^3), 40
por mililitro (g/ml), 40
Grasa(s), 658, 659
acumulada, 657
y obesidad, 659
animales, 383, 461, 517, 524, 525, 529
corporal, determinación del porcentaje, 44
saturadas, 391, 514
Grasas Triglicéroles de origen animal, generalmente sólidos a temperatura ambiente, 521–525, 523
en la dieta, 82, 455, 520, 630
digestión, 630–631
insaturadas, 391, 518, 520, 527
puntos de fusión, 523–524
saturadas, 391, 514, 518, 520, 525, 527, 537
solubilidad, 515
tipos, 528
triacilgliceroles, 522
Gravedad específica (sp gr) Relación entre la densidad de una sustancia y la densidad del agua, 40, 43
de la orina, 45
Graves, enfermedad, 337
Gray (Gy) Unidad de dosis de radiación absorbida equivalente a 100 rads, 330
Gripe, 613
Grupo Columna vertical del sistema periódico que agrupa elementos con propiedades físicas y químicas similares, 90–92, 107–108
clasificación, 90–92
grupo 1A, 89, 91–92
grupo 2A, 89, 92, 107
grupo 7A, 89, 91–92
grupo 8A, 89, 92, 113
Grupo alquilo Alcano que ha perdido un hidrógeno. Los grupos alquilo se nombran igual que los alcanos, pero sustituyendo la terminación *-ano* por *-ilo*, 359
Grupo carbonilo Grupo funcional que contiene un doble enlace entre un átomo de carbono y uno de oxígeno, 370–372, 375, 406, 416, 419–420, 448
Grupo carboxilo Grupo funcional característico de los ácidos carboxílicos formado por un grupo carbonilo y un hidroxilo, 371, 372, 448–449, 451, 452, 474, 584
Grupo hidroxilo Grupo de átomos (—OH) característico de los alcoholes, 370, 406
Grupo(s)
amino, 476, 554, 572, 584
etilo, 411, 463
flúor, 359
halógeno, 359
hemo, 565–567
metilo, 363, 385, 408, 410, 421, 422
sanguíneo ABO, 502
e hidratos de carbono, 502
Grupos funcionales Grupo de átomos que determinan las propiedades físicas y químicas y la nomenclatura de una familia de compuestos orgánicos, 369–373
en compuestos habituales, 373
familia de los hidrocarburos, 369
grupo
carbonilo, 370
carboxilo, 371
hidroxilo, 370
GTP, 643–644
Guanina, 592, 593, 595, 597–599, 601, 618
Guanosina, 594, 614
Guanosina-monofosfato (GMP), 594–595

H

Halógenos Elementos del grupo 7A (17): flúor, cloro, bromo, yodo y ástato, 89, 91, 92, 107, 113, 141
Halotano, 224, 365, 411
Hebra de ADN hija, 600
Helicasa, 599
Hélice alfa (α) Segundo nivel de organización de las proteínas, en el que el NH de un enlace peptídico se une con el C=O de un enlace peptídico distinto mediante enlace de hidrógeno, formando una estructura enrollada o en espiral, 451, 561–562
Helio, 40, 61, 66, 90, 91, 105, 121, 125, 219
símbolo, 87
Hemodiálisis Limpieza mecánica de la sangre mediante un riñón artificial, cuyo funcionamiento se basa en el principio de la diálisis, 273
Hemofilia, 612
Hemoglobina, 553, 566–567
estructura, 566
glóbulo rojo drepanocítico, 570
unión del monóxido de carbono, 367
Hemólisis Expansión y rotura de un glóbulo rojo cuando colocado en un medio hipotónico, al aumentar el volumen de fluido en su interior, 271
Hepatitis, 613
Hepatitis A, 613
Hepatitis B, 613
Hepatitis C, 591
hept-, 351
Heptano, 355, 367
Heroína, 467, 470
hex-, 351
Hexafluoruro de azufre, 141
Hexano, 355, 362
1-Hexanol, 414
Hexasaminidasa A, 612
Hexeno, isómeros *cis-trans*, 387
3-Hexino, 385
Hexoquinasa, 637
Hibernación, 523, 659
Hidratación Proceso por el que los iones disueltos se rodean de moléculas de agua, 244–245, 392
de los alquenos, 400

Hidratos de carbono Azúcares sencillos o complejos formados por carbono, hidrógeno y oxígeno, 483–512
azúcar/edulcorantes, 500
digestión, 629–630
disacáridos, 498–500
y grupos sanguíneos, 502
hiperglucemia e hipoglucemia, 490
monosacáridos, 485–486, 507
polisacáridos, 503–506
tipos, 484–485
valor calórico, 57
Hidrocarburo insaturado Compuesto formado por carbono e hidrógeno y cuya cadena contiene al menos un enlace carbono-carbono doble (alqueno) o triple (alquino), 382–404
Hidrocarburo saturado Compuesto con el mayor número de átomos de hidrógeno posible, 383
Hidrocarburos Compuestos orgánicos formados por carbono e hidrógeno, 350, 353
insaturados, 382–404
saturados, 383, 401
Hidrocarburos aromáticos policíclicos (PAH), 398
Hidrocloruro de cocaína, 466
Hidrofluorocarbonos (HFC), 222
Hidrogenación Adición de hidrógeno (H_2) al doble enlace de los alquenos o al triple enlace de los alquinos para formar alcanos, 390–391
de alquenos, 391, 399
de alquinos, 391
comercial, 525
completa, 525
de grasas insaturadas, 391, 525, 543
parcial, 526
triacilgliceroles, 525–527
Hidrógeno, 87, 105, 134, 351, 369
en el cuerpo, 90
fusión nuclear, 340–341
molécula diatómica, 139, 149
símbolo, 87
Hidrogenocarbonato de sodio, 137
Hidrogenofosfato, 134
Hidrogenosulfato, 134
Hidrogenosulfito, 134
Hidrolasas, 572
Hidrólisis Rotura de una molécula provocada por la adición de agua. Los ésteres se hidrolizan a los correspondientes ácidos carboxílicos y alcoholes. Las amidas dan lugar a ácidos carboxílicos y aminas, o sus sales, 472
ácida
de amidas, 472, 476
de ésteres, 458
del almidón, 508
de amidas, 472, 474
básica
de amidas, 472, 476
de ésteres, 459, 475
de celulosa, 510
de disacáridos, 508
de ésteres, 455, 458–459
de hidratos de carbono, 553
de proteínas, 553, 571
de sucrosa, 553, 574
de triacilgliceroles, 528
Hidrómetro Instrumento que mide la gravedad específica de los líquidos, 43
Hidroxiapatito, 135
de calcio, 267
β-Hidroxibutirato, 660
Hidróxido, 134
de aluminio, 277, 282, 302
de bario, 138, 286, 312
de calcio, 282
de litio, 282
de magnesio, 302
de metilamonio, 475
neutralización, 300
de potasio, 282
de sodio, 282, 314, 454, 459, 475, 528
Hidroxilisina, 562
Hidroxiprolina, 562–563
2-Hidroxipropanal, 441
Hielo seco, 69, 141, 164
Hierro, 2, 3, 28, 57, 63, 65, 82, 83, 87, 90, 94
en los citocromos, 187, 653, 668
en el cuerpo, 83
necesidades humanas, 28
oxidación, 2, 173, 184
símbolo, 87
Hierro-59, 326, 335
Hilton, Irene, 382
Hipercalcemia, 126
Hipercolesterolemia familiar, 612
Hiperglucemia, 490
Hipernatremia, 126
Hiperpotasemia, 126
Hipertermia, 62
Hipertiroidismo, 318
Hiperventilación, 304, 306, 309
Hipoglucemia, 490
Hiponatremia, 126
Hipopotasemia, 126
Hipótesis Explicación no verificada de un fenómeno natural, 5
Hipotiroidismo, 83, 94
Histamina, 448
Histidina, 566
Histólogo, 69
Hodgkin, enfermedad, 616
Hoja plegada beta (hoja plegada-β) Estructura secundaria de una proteína que se establece mediante enlaces de hidrógeno entre enlaces peptídicos de cadenas polipeptídicas paralelas, 561–563
Hormona(s), 537–538
del crecimiento, 553
esteroideas, 537–538
sexuales, 537, 538, 540, 544
Hornillo de campamento
Humo del tabaco, 398
Huntington, enfermedad, 612

I

Ibuprofeno, 201, 297, 433, 479, 521
Ictericia neonatal, 107
-ida, 137, 141
Impulso nerviosos, 542, 624, 628
Incertidumbre, en medidas, 21
Indinavir, 615
Infarto, 82, 215, 306, 659
de miocardio, 514. *Véase también* Ataque al corazón
Inflamación, 2, 107, 196, 520–521, 539
Ingesta
de alimentos, 56, 58, 659
de yodo radiactivo (RAIU), 337
Inhibición enzimática, 578–579
Inhibidor competitivo Molécula con estructura similar al sustrato que inhibe la acción enzimática al competir por el sitio activo, 578, 584
Inhibidor no competitivo Tipo de inhibidores que alteran la geometría de la enzima y del sitio activo de modo que no se puede unir de forma apropiada con el sustrato, 578
Inhibidores Sustancias que inactivan las enzimas interfiriendo con su capacidad para reaccionar con un sustrato, 578–579
competitiva, 578
no competitiva, 578

Inhibidores de la proteasa, 615–618
Inmunoglobulinas, 553
Insecticida, 8
Inspiración, 218
Insulina, 7, 306, 490, 553, 561, 562, 661
Interacciones hidrófilas Atracciones entre el agua y las cadenas laterales polares del exterior de las proteínas, 564
Interacciones hidrófobas Atracciones entre las cadenas laterales no polares del interior de las proteínas, 564, 569, 589
Intolerancia a la lactosa, 635
Intoxicaciones alimentarias, 331
Investigación médicas legales de un fallecimiento, 1
Ión Átomo o grupo de átomos con carga eléctrica producida por una ganancia o pérdida de electrones, 122
  acetato, 304, 453, 472
  amonio, 287
  en el cuerpo, 126
  dimetilamonio, 465
  equivalentes, 248–249
  fenóxido, 414
  hidrógeno, 281, 624–625, 632, 642
  hidrogenosulfato, 287
  hidróxido, 120, 134, 135, 282, 283, 289
    cálculo del pH, 296–297
  metálicos, 581
  metilamonio, 465
  negativo, 122–123
  poliatómico, 133–137
  positivo, 122
Ión carboxilato Anión que se origina cuando un ácido carboxílico cede un protón al agua, 453
Ión hidronio Ión formado por la unión de un protón (H^+) y una molécula de agua, 283, 287
Ión poliatómico Grupo de átomos no metálicos unidos entre sí y con carga global neta, 133–137
  formulación de compuestos que contienen, 135–136
  fórmulas de los compuestos que los contienen, 134–135
  en los huesos y dientes, 135
  nomenclatura, 134–135
    de compuestos que contienen, 136–137
Ionización
  de ácidos carboxílicos, 453
  de aminas, 475
  del agua, 289–292
Isocitrato, 642–643, 645, 655
Isoenzimas Enzimas con diferentes combinaciones de subunidades polipeptídicas que catalizan la misma reacción en diferentes tejidos del cuerpo, 575–576
Isoflurano, 411
Isoleucina, 566
Isomerasas, 572
Isómero *cis* Isómero de un alqueno en el que los átomos de hidrógeno del doble enlace están en el mismo lado, 387–390
  ejemplos, 387
  modelización, 388
  en la visión nocturna, 390
Isómero *trans* Isómero de un alqueno en el que los dos átomos de hidrógeno del doble enlace están en lados opuestos, 387
Isómeros Compuestos orgánicos con fórmulas idénticas pero que tienen sus átomos en distinta disposición, 359
  estructurales, 409
Isótopos Átomos de un mismo elemento que difieren en el número de neutrones, 101
  identificación de protones y neutrones, 102
  del magnesio, símbolos atómicos, 101–102
  radiactivos, 318, 319
    producción, 327–328
-ito, 137

J

Jabón, 3, 268, 298, 409, 447
  acción limpiadora, 461
  líquido, 409, 515, 528
Jefferson, Thomas, 421
Joroba de camello, 659
Julio (J) Unidad de energía en el SI; 4,184 J = 1 cal, 53

K

Kaposi, sarcoma, 615
Kekulé, August, 396
Kennedy, Joseph, 7
Ketoprofeno, 521
kilo-, 27
Kilocaloría (kcal) Cantidad de energía calorífica equivalente a 1000 calorías, 54, 58
Kilogramo (kg) Masa métrica de 1000 g, equivalente a 2, 20 lb. El kilogramo es la unidad estándar de masa en el SI, 17, 27, 30
Kilojulio (kJ), 53, 56
Kilopascales (kPa), 214
Kim, Cort, 51
Kimchi, 640
Kriptón, 92

L

Lactasa, 498, 629
Lactato, 250, 572, 575, 640
  en los alimentos, 640
  deshidrogenasa (LDH), 575–576, 576
  en los músculos, 575, 640
  a partir el piruvato, 639–640
Lactosa Disacárido formado por glucosa y galactosa, presente en la leche y en los productos lácteos, 484, 498–499
Lamb Lac, 552
Lámparas de bajo consumo, 106
Lana, 336, 351, 522, 553, 566
Lanolina, 522
Lanza de acetileno, 192
Lara, Suranda, 99
Lau, Sylvia, 82
Laurilsulfato sódico, 3
Lauterbur, Paul, 7
LD_{50} («dosis letal») concentración de una sustancia que causa la muerte del 50% de los animales de experimentación, 34
LDH. *Véase* Lactato deshidrogenasa (LDH)
Leche de magnesia, 302
Lecitinas Glicerofosfolípidos que contienen colina como aminoalcohol, 528
Leddy, Vincent, 128
Lejía, 162
Leptina, 659
Leucemia, 613
Leucina, 566
Levadura, 34, 121, 213, 298, 483, 531
  antibióticos producidos, 579
Levene, Phoebus Theodore, 7
Levotiroxina, 38–39
Levulosa, 490, 508
Ley de Avogadro Ley de los gases que establece que el volumen de un gas está directamente relacionado con el número de moles de gas en la muestra cuando la presión y la temperatura no cambian, 226–227
Ley de Boyle Ley de los gases que establece que la presión de un gas depende inversamente del volumen cuando la temperatura y los moles de gas no varían, 216–218
Ley de Charles Ley de los gases que establece que el volumen de un gas cambia al cambiar la temperatura cuando la presión y el número de moles del gas se mantienen constantes, 220–221
Ley de conservación de la masa, 189

Ley de Dalton Ley de los gases que establece que la presión total ejercida por una mezcla de gases en un recipiente es igual a la suma de las presiones parciales que ejercería cada gas independientemente, 231
Ley de gases combinada Relación que combina varias leyes de gases y que relaciona la presión, el volumen y la temperatura cuando la cantidad de gas permanece constante
$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$, 225–226
Ley de Gay-Lussac Ley de los gases que establece que la presión de un gas cambia de forma directamente proporcional con la temperatura cuando el número de moles y su volumen permanecen constantes, 223–224
Ley de Henry La solubilidad de un gas en un líquido depende directamente de la presión que el gas ejerce sobre la superficie del líquido, 253–254
Liasas, 572
Libby, Willard, 336
Liberación miofacial, 558
Libras por pulgada cuadrada (psi), 214
Ligasas, 572
Limoneno, 386, 429
Limpiacristales, 298
Limpiador(es)
domésticos, 221
de hornos, 282
Linfocitos T4, 615
Linfoma, 107, 326, 338
cutáneo de células T, 107
Lipasa, 528, 529, 530, 572, 630, 631
Lípidos Biomoléculas solubles en disolventes orgánicos pero no en agua, 513–551
ácidos grasos, 515, 516–521
ceras, grasa y aceites, 521–525
digestión, 529–530
esteroides, 537–540
glicerofosfolípidos, 531–532
oxidación de ácidos grasos, 656–661
tipos, 514–515
transporte en la sangre, 535–537
triacilgliceroles, 526–528
triglicéridos, 522–523
Lipoproteína Combinación de lípidos no polares con glicerofosfolípidos y proteínas para forman un complejo polar que puede ser transportado en los fluidos corporales, 535–537, 553
de alta densidad (HDL), 527, 537
de baja densidad (LDL), 527, 536–537, 544
de muy baja densidad (VLDL), 536
Líquido Estado de la materia que, aunque toma la forma del contenedor, tiene un volumen definido, 65
propiedades, 66
Líquidos de limpieza, 423
Lisina, 566
Lisosomas, 626–627
Lister, Joseph, 7
Listeria, 331
Litio, 87, 105, 130
masa atómica, 103
símbolo, 87
Litro (l) Unidad métrica de volumen, ligeramente mayor que el cuarto, 15
Lluvia ácida, 210, 299, 529
Loción de calamina, 268
Long, Crawford, 7
Longitud, 15
medida, 28
Lorimer, Dorothea, 416
LSD, 373, 433
Luces de neón, 105
Luz
fluorescente compacta (LFC), 106
ultravioleta (UV) reacciones biológicas, 107

M

Maalox, 302
Macleod, John, 7
Madera, 184, 222, 331, 336, 367, 484, 505
Magnesio, 82, 83, 87, 90, 105, 130
en el cuerpo, 90, 126, 302
isótopos, 101, 102, 319
símbolo(s), 87
atómicos para los isótopos, 101–102
Magnesio-23, 319
Magnesio-24, 319
Magnesio-27, 319
Maiman, Theodore, 7
Malaria, 8, 467, 477, 570
Malato, 643–644, 664
deshidratación a oxaloacetato, 644
Maltasa, 504, 587, 629
Maltosa Disacárido formado por dos unidades de glucosa que se obtiene de la hidrólisis del almidón en semillas germinadas, 489, 498
Manganeso, 94
símbolo, 87
Manitol, 259, 496–497
Manosa, 491, 496
D-Manosa, 495
Mantequilla, 23, 268, 514–515, 517, 676
aroma, 373
rancia, 208, 449
Manuscritos del Mar Muerto, 336
Margarina blanda, 391, 392, 526–527
Marihuana, 373
Mariposa de seda, 389
Mármol, 299
mARN. *Véase* ARN mensajero (mARN)
Martin, Joseph, 7
Masa
corporal, 44
crítica, 340, 342
Masa Medida de la cantidad de materia que contiene un objeto, 16–17
del átomo, 97
cálculos en reacciones, 192–194
conservación, 189
medida, 29–30
molar. *Véase* Masa molar
Masa atómica Masa media de todos los isótopos naturales de un elemento, 102–103
Masa molar Cantidad en gramos igual a la masa atómica de un elemento, 166–171
cálculos empleando, 169–171
en la cocina, cálculo, 169
de un compuesto, 167–168
conversión a moles, 170
de un elemento, 167
Materia Cualquier cosa que tiene masa y ocupa espacio, 2
cambios de estado, 67–74
clasificación, 83–86
estados
físicos, 65
de la materia, 64–67, 75
gases, 65–66, 209–240
propiedades, 66, 210–213
líquidos, 65
propiedades, 66
mezclas, 84–85
tipos, 85

Materia *(cont.)*
sólidos, 65
propiedades, 66
sustancias puras, 83
Materiales aislantes, 394, 423
Matriz mitocondrial, 651
Medicina(s)
análisis
de orina, 88, 470, 496, 513
de sangre, 326
dosis, 34, 38–39, 332–333, 337
nuclear
dosis de radiación en procedimientos diagnósticos y terapéuticos, 338
nacimiento del campo, 318
prescripción, 99, 416
suspensiones, 267, 268
Medida(s), 14–50
cifras significativas, 22
en cálculos, 23–27
menor, 24
de la densidad, 41–42
escritas en notación científica, 20
factores de conversión, 31–34
incertidumbre, 21
de la longitud, 15, 28
de la masa, 16–17, 29–30
números
exactos, 22
medidos, 21–22
como parte esencial en las carreras sanitarias, 15
de la radiación, 329–333
becquerel (Bq), 330
curio (Ci), 329–330
rad (dosis de radiación absorbida), 330
rem (radiación equivalente en humanos), 330
unidades, 330
de la temperatura, 17
del tiempo, 17
unidades, 15–18
del volumen, 15–16
mega-, 27
Melanina, 612
Melanoma, 616
Melibiosa, 500
Membrana semipermeable Membrana que permite el paso de ciertas sustancias pero bloquea o retiene otras, 242, 267, 269, 270, 272, 275
Membrana(s)
celulares, 540–542
transporte a través, 542
de diálisis, 272, 275
Mendeleev, Dimitri, 89
Menor número de cifras significativas (CS), 24
Menta, 373, 409, 423, 433, 456
Mentol, 406
Mercurio, 6, 33, 40, 42, 44
pulgadas, 211
símbolo, 87
toxicidad, 88
Metabolismo Conjunto de reacciones químicas que producen transformaciones moleculares y energéticas en las células, 624, 625, 668, 671
y energía del ATP, 624–628
estructura celular, 625–626
resumen, 665
Metacrilato de metilo, 382
Metal Elemento brillante, maleable, dúctil y buen conductor del calor y la electricidad, situado a la izquierda de la línea en zigzag que aparece en el sistema periódico, 92, 131–132
y ácidos, 299–300
con carga variable, 131
como cofactores enzimáticos, 580–582
y los compuestos iónicos, 121
corrosión, 184
electronegatividades, 144–145
pesados, 585
desnaturalización de proteínas, 569
inhibición enzimática, 578
de transición, 90
Metales alcalinos Elementos del grupo 1A (1), exceptuando el hidrógeno; son metales blandos, brillantes y con un electrón en su capa más externa, 83
Metales alcalinotérreos Elementos del grupo 2A (2), tienen dos electrones en su capa más externa, 83
Metaloide Elemento con propiedades de los metales y de los no metales, situados en torno a la línea en zigzag que aparece en el sistema periódico, 92–93
características, 93
Metandienona, 539
Metanfetamina, 464, 470
Metano, 40, 139, 195, 210, 222, 231, 232, 314, 353–354, 366
combustión, 195
Metanol, 188, 204, 245, 406, 407, 409, 456, 475, 513
envenenamiento, 580
oxidación, 409
Metanotiol, 410, 435
Metedrina, 464
3-Metil-2-butanol, 407
4-Metil-2-pentanol, 408
4-Metil-2-pentanona, 422
2-Metil-1-propeno, 387–388
N-Metilacetamida, 469
Metilamina, 373
N-Metilanilina, 463
3-Metilbutanona, 422
3-Metilciclohexanona, 422
Metilciclopentano, 360
2-Metilciclopentanol, 407
Metilcobalamina, 582
4-Metilpentanal, 420
N-Metilpentanamida, 472
2-Metilpentano, 360
2-Metilpropanal, 420, 444
Metilpropileter, 410
N-Metilpropionamida, 470, 472, 476
Metionina, 552, 556, 566–567
Método científico Conjunto de principios que describen el modo de pensar de los científicos, 4–5
aplicación en la vida diaria, 5–6
experimentos, 5
hipótesis, 5
teoría, 5
Metoxiflurano, 411
Metro (m) Unidad métrica de longitud, ligeramente más larga que la yarda. El metro es la unidad estándar de longitud en el SI, 15, 28
Metro cúbico (m^3), 17
Mezcla Combinación física de dos o más sustancias en la que no cambian sus identidades, 84–85
de gases, 106
separación, 85
tipos, 85
clasificación, 268
Mezcla heterogénea Mezcla de dos o más sustancias que no se distribuyen uniformemente, 84, 85, 112, 267
Mezcla homogénea Mezcla de dos o más sustancias distribuidas uniformemente, 85
Micela, 461, 630
micro-, 27
Microgramo (μg), 27

Microscopio
de efecto túnel (STM), 95
electrónico de barrido, 135
Midazolam, 224
Miel, 489, 490, 500, 507
Miescher, Friedreich, 7
mili-, 27
Miliequivalentes (mEq) por litro, 250
Miligramo (mg), 27, 29
Mililitro (ml) Unidad de volumen del sistema métrico equivalente a la milésima parte de un litro (0,001 l), 15
Milímetro(s), 28
de mercurio (mmHg), 211
Milirrem (mrem), 330, 331
Miller, Vicki, 14
Mioglobina, 565, 570
Miosina, 553, 628
Mirceno, 386
Mitchell, Peter, 651
Mitocondria Orgánulos de las células en los que se tienen lugar las reacciones químicas que producen energía, 187, 553, 624, 626, 647
Modelo
de llenado espacial, 353
de varillas y bolas, 353, 355, 357, 383, 387
Modelo de ajuste inducido Modelo de acción enzimática según el cual la forma del sustrato y del sitio activo se modifican para que el ajuste sea óptimo, 573–574
Modelo llave-cerradura Modelo de la actividad enzimática en la que el sustrato, de modo análogo a una llave, encaja perfectamente en la geometría de la cerradura, que es el sitio activo, 573–574
Modelo del mosaico fluido Concepción de las membranas celulares como dobles capas lipídicas que contienen una gran variedad de lípidos polares y proteínas en una disposición dinámica y fluida, 541
Modelo quimiosmótico Conservación de la energía durante el transporte de electrones que se consigue mediante el bombeo de protones al espacio intermembranal para producir un gradiente de protones que proporciona la energía necesaria para sintetizar ATP, 656
Mol Grupo de átomos, moléculas o unidades de fórmula que contienen $6{,}02 \times 10^{23}$ de estas unidades, 162–166, 226–227
cálculo del número
de moléculas, 164, 170
de moles
de los productos, 191–192
de los reactivos, 190–191
conversión
de la masa de los compuestos en moles, 170
de los moles de un elemento a gramos, 169–170
de elementos en una fórmula, 164–166
de gas, 225, 227, 228, 236
moles de elementos en la fórmula, 164
número de Avogadro, 163–164
relaciones en ecuaciones químicas, 189–192
Molaridad (M) Número de moles de soluto en exactamente 1 l de disolución, 259–261
cálculo, 257–61
de la masa de soluto a partir, 258
del volumen a partir, 259–260
de una disolución diluida, 262–265
como factor de conversión, 260
Molécula Unidad más pequeña formada por dos o más átomos unidos mediante enlaces covalentes, 138
aquirales, 428
cálculo del número, 164
diatómicas, 139, 149
geometría, 147–149
con pares sin compartir en el átomo central, 148
polaridad, 149–151
quirales, 427–432
átomos de carbono quirales, 429
proyecciones de Fischer, dibujo, 430–431
quiralidad, 427–430
Molécula angular Geometría de una molécula formada por dos átomos unidos y dos pares de electrones sin compartir, 148
Molécula no polar Molécula que sólo tiene enlaces no polares o en la que los dipolos de enlace se cancelan, 149–150
Molécula polar Molécula con dipolos de enlace que no se cancelan, 149–150
Molibdeno-98, 327
Molibdeno-99, 327
mono-, 141
Monoacilglicerol, 630–631, 668, 673
Monofluorofosfato de sodio, 3
Monómero Molécula orgánica pequeña que se repite muchas veces en un polímero, 394
Monosacárido Polihidroxicompuesto que contiene un grupo aldehído o cetona, 485–486, 507
compuestos importantes, 488–489
dulzor, 500, 501
fructosa, 489–490
fuentes en la alimentación, 507
galactosa, 489
D-glucosa, 489
oxidación, 495
propiedades químicas, 495
proyecciones
de Fischer, 487–488
de Haworth, 492–494
reducción, 495
Monóxido de carbono, 141, 234, 367, 650
toxicidad, 367
Morfina, 373, 467, 470
MRI, 7, 339
MSG, 454
Mueller, Paul, 8
Muestras de roca, datación, 336
Multiplicación, cifras significativas, 24–25, 46
Muscona, 423
Mutación Alteración en la secuencia de bases del ADN que afecta a la formación de proteínas en las células, 610
desplazamiento estructural, 610–611, 618, 621
efecto, 610
genética, 610–612
eliminación, 610–611
sustitución, 610–611, 613
tipos, 610
Mutación por desfase Mutación que introduce o elimina una base en la secuencia del ADN, 610
Mutágeno, 610
Mylanta, 302

N

Nabumetona, 521
NAD^+ (nicotinamida adenina dinucleótido) Aceptor de hidrógeno que participa en procesos de oxidación en los que se forman enlaces carbono-oxígeno dobles, 632–634
NADP, 663
Naftaleno, 398
NAHD deshidrogenasa, 648
Nailon, 3, 7, 351, 399
Nandrolona, 539, 540
nano-, 27
Naprosina, 521
Naproxeno, 521
Neón, 40, 89, 90, 92, 105, 122, 125, 139
símbolo, 87
Neoplasma, 616

Neosinefrina, 464, 477
Neotame[R], 501
Neutralización Reacción entre una base y un ácido en la que se forma una sal y agua, 300
de ácidos carboxílicos, 453–454
de aminas, 466
equilibración de reacciones de neutralización, 300–301
de hidróxido, 300
Neutrón Partícula subatómica del núcleo atómico con una unidad de masa atómica (u), neutra; su símbolo es *n* o n^0, 96–101
cálculo del número, 100
en isótopos, 102
Newton, Isaac, 7
Niacina, 582
Nicotina, 373, 433, 448, 467
Nicotinamida, 390, 582, 632, 633
adenina dinucleótido (NAD^+), 582
fosfato ($NADP^+$), 582
Níquel, 84, 326, 390, 616
símbolo, 87
Níquel-60, 326
Nitrato, 134, 281
de amonio, 196, 287
cobre(II), 137
de magnesio, 136
de plata, 137
de sodio, 204
Nitrito, 134, 281, 616
Nitrógeno, 2, 40, 66, 99, 105, 121, 125, 134, 210, 233, 351, 369
apoplejía, 234
en la atmósfera, 210, 211
en el cuerpo, 90
gas (N_2), 2
molécula diatómica, 139
en la sangre, 234
símbolo, 87
de urea en sangre, 663
Nitrógeno-13, 327, 337
Nitruro, 130
de magnesio, 130
Nivel del mar, 55, 214, 233
Niveles de energía Grupo de electrones con energía similar, 104–107
cambios en los niveles energéticos, 105–107
configuración electrónica de los primeros 18 elementos, 104–105
orbitales, 104
No electrolito Sustancia que se disuelve en agua liberando moléculas; sus disoluciones no conducen la corriente eléctrica, 246, 247–248
disoluciones, 247
No metal Elemento con poco o nulo brillo metálico y que es poco conductor del calor y de la electricidad. Los no metales se localizan a la derecha de la línea en zigzag del sistema periódico, 92
características, 93
compuestos, 121
iónicos, 121
electronegatividad, 154
enlace en los compuestos covalentes, 140
iones, 121–123
Noguchi, Mark, 224
Nomenclatura IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) Sistema de nomenclatura de compuestos orgánicos establecido por la International Union of Pure and Applied Chemistry, 354
de ácidos carboxílicos, 450
de alcanos, 354–355
de alcoholes, 407–408
de aldehídos, 420
de alquenos, 384–385
de cetonas, 422
de compuestos aromáticos, 396–397
de ésteres, 456–457
de éteres, 410
non-, 351
Nonano, 355
Noradrenalina. *Véase* Norepinefrina
Norepinefrina, 432, 464
Noretindrona, 538
Notación científica Forma de escribir números grandes y pequeños empleando un coeficiente entre 1 y 9 seguido de una potencia de 10, 18–21
y las calculadoras, 20
escritura de un número, 19–20
medidas expresadas, 20
Notación línea-enlace, 516
N-terminal Aminoácido en un péptido con el grupo amino libre, 559
Nucleasas, 572
Núcleo atómico Centro compacto y muy denso de los átomos, donde se localizan los protones y los neutrones, 96–97
Núcleo celular, 626–627
Nucleósido Combinación de un azúcar de tipo pentosa y una base, 594–595, 615
Nucleótidos Bloques de construcción de los ácidos nucleicos, consisten en una base, un azúcar de tipo pentosa (ribosa o desoxirribosa) y un grupo fosfato, 592, 594
nomenclatura, 595
Número atómico Número igual al número de protones en el núcleo de un elemento, 98–99
Número de Avogadro Número de unidades en un mol, es igual a $6{,}02 \times 10^{23}$, 163–164
Número de grupo Números que aparecen sobre cada columna vertical (grupo) del sistema periódico y que indica el número de electrones en el nivel energético más externo, 107–108
Número másico Número total de neutrones y protones que contiene el núcleo de un átomo, 99–100
Número medido Número que se obtiene al determinar una cantidad con un instrumento de medida, 21–22
Números exactos Números que se obtienen por definición o recuento, 22
Nutra-Sweet[R], 501
Nutrición
cantidades diarias recomendadas de nutrientes, 28
energía y, 56–58

O

Obesidad y grasa acumulada, 659
Observaciones Información obtenida a partir de la observación de fenómenos naturales, 5
oct-, 351
Octano, 355
Octeto Ocho electrones de valencia, 121
Olestra, 526
Oligomicina, 653
Olores, 373, 386, 396
de los tioles, 406
Opiáceos naturales, 561
en el cuerpo, 561
Óptico, 99
Orbital Región alrededor del núcleo donde es más probable encontrar los electrones con cierto contenido en energía. Los orbitales *s* son esféricos, los orbitales *p* tienen dos lóbulos, 104
Organogeles, 626, 671
Orina, 88
densidad, 40
glucosa, 496, 661
gravedad específica, 45
pH, 281
test de drogas, 513
Oro, 3, 6, 63, 67, 83, 87, 92, 99, 131
símbolo, 87
Ortomixovirus, 613

Ósmosis Flujo de un disolvente, generalmente agua, hacia la disolución con la mayor concentración de soluto a través de una membrana semipermeable, 269–270
inversa, 270
Osteoporosis, 135
Oxalato de calcio, 252
Oxaloacetato, 580, 642–644, 664, 668
Oxandrolona, 539
Oxidación Pérdida de electrones de una sustancia. Las oxidaciones biológicas pueden provocar la adición de oxígeno o la pérdida de hidrógeno, 184
de ácidos grasos, 656–661
de alcoholes, 416–7
de aldehídos, 425–426
de monosacáridos, 495
de tioles, 417–418
Oxidación beta (β) Degradación de un ácido graso mediante la que se eliminan dos átomos de carbono β, 656
ATP, a partir, 656
el ciclo se repite, 656
proceso, 657
reacciones, 656–657
Oxidasas, 572
Óxido, 2, 130, 173, 184
de aluminio, 121, 230, 238
de cobre(I), 203
de dinitrógeno, 141, 222
de nitrógeno, 2, 141, 203
de sodio, 158, 194
de zinc, 571
Oxidorreductasas, 572
Oxígeno, 369
en la atmósfera, 2
cámaras hiperbáricas, 234
en el cuerpo, 62, 83, 90, 162, 197
densidad, 40
empleo en el transporte de electrones, 624, 645
gaseoso, 2
masa atómica, 103
molécula diatómica, 139
en la sangre, 162, 197
símbolo, 87
suplementos, 209
Oxígeno-15, 337
Ozono, 210

P

PAH, 398
Panel on Climate Change (Panel del cambio climático) de las Naciones Unidas, 222
Papaína, 571
Paperas, 613
Papovavirus, 613
Par conjugado ácido-base Un ácido y una base que difieren en un H^+. Cuando un ácido cede un protón, el producto es su base conjugada, que es capaz de aceptar un protón en la reacción inversa, 284–285
Par de electrones
sin compartir, 139, 148–151, 154
de enlace, 139
Paracelso, 6, 34
Parafinas, 365
Paramixovirus, 613
Parathión, 34
Pares de bases complementarias En el ADN, la adenina siempre está emparejada con la citosina. Al formarse el ARN, la adenina se empareja con el uracilo, 598–599, 617, 618
Parkinson, enfermedad, 433, 464
Partícula alfa Partícula nuclear idéntica al núcleo de helio, tiene el símbolo α o ^4_2He, 319, 321, 330
Partícula beta Partícula idéntica a un electrón que se forma en el núcleo cuando un neutrón se convierte en un protón y un electrón, 319, 321
Partícula subatómica Partícula constitutiva de los átomos; los protones, neutrones y electrones son partículas subatómicas, 95
Pascal (Pa), 214
Pasta de dientes, 3, 83, 94, 120, 121, 203
Pasteur, Louis, 7
Pátina, 172, 173, 184, 189
Pauling, Linus, 4
Pegamento, 373
y adhesivos, 423
Pelo, 18–19, 87, 95, 97, 162, 318, 347, 553, 566, 592, 601, 612
vello facial, 537, 538
Peng, Penny, 513
Penicilina, 448, 579
Penicilinasa, 579
pent-, 351
Pentano, 355, 360, 365, 379, 408, 452, 453
Pentanoato de sodio, 472
Pentanol, 408
2-Penteno, 385
Pentobarbital, 471
Pentosa, 486, 507
Pentrano, 411
Pepsina, 295, 571, 577, 580, 631
Péptido Combinación de dos o más aminoácidos unidos mediante enlaces peptídicos, dipéptido, tripéptido, etc., 559
formación, 559–560
nomenclatura, 559
Pepto-bismol, 302
Perfumes, 386, 421, 423, 447, 457, 550
Periodo Fila horizontal en la tabla periódica, 90
Peróxido de hidrógeno, 83, 496
Peso, 14, 15
Peso medio Masa atómica media, 102
Pesticidas, 3, 4, 8, 34
Peterson, Ken, 447
Petróleo, 367, 368
alcanos, 365
pH Medida de la $[H_3O^+]$ en disolución, 281, 293–294
cálculo, 296–297
pasos, 294–295
de disoluciones, cálculo, 293–294
efecto en la actividad enzimática, 577
empleo de vegetales y flores como indicadores de pH, 298
escala de pH, 292–297
de los fluidos corporales, 281
indicadores de pH, 298
óptimo, 577
papel pH, 293
pHmetro, 293–294
tampones, 304–306
pH óptimo pH al cual la actividad enzimática es máxima, 577
Picaduras de insectos, 373, 437, 449
pico-, 27
Piedras en el riñón, 252
Píldora anticonceptiva, 538
Piña, 94, 373, 376, 447, 456, 586
Pipe, Mary Ann, 69
Piridoxina, 582
Pirimidina, 592
Piruvato, 572, 636
acetil-CoA, 639
deshidrogenasa, 639
glucólisis, 635, 639
lactato, 575, 639
oxidación, 639
quinasa, 638
rutas, 639–641

PKU, 501, 612
Placa, arteriosclerósica, 535
Planck, Max, 7
Planta(s)
para el almacenamiento de residuos nucleares, 342
ésteres, 457
de tratamiento de agua, 268
Plasma, 39–40, 224, 245, 250, 252, 268, 306, 490
Plásticos, 93, 394, 394, 409, 423, 459, 550
reciclaje, 550
Plata, 3, 6, 40, 47, 63, 65, 83, 87, 92–93, 127, 131, 169, 170, 172, 173, 243
símbolo, 87
Platino, 3, 83, 197, 390
símbolo, 87
Plomo, 6, 12, 33, 40, 87
símbolo, 87
Plomo-206, 336
Pneumocystis carinii, neumonía, 615
Polaridad
de enlaces, 145–147
de moléculas, 147–151
Polidicloroetileno, 394, 395
Poliéster, 3, 351, 550
Poliestireno, 394–395
Polietileno, 394–395
Polimerasa, DNA, 600
Polímero Molécula orgánica de gran tamaño formada por muchas unidades estructurales pequeñas repetidas, 393–395
adición, 394–395
de alquenos, 395, 400
de cadena lineal. *Véase* Amilosa
y reciclado de plásticos, 394
Polipropileno, 394
Polisacárido Polímero formado por unidades de monosacárido. Los polisacáridos difieren en el tipo de enlaces glicosídicos y en el grado de ramificación, 503–506, 507
almidones, 503–504
amilopectina, 503
amilosa, 503
celulosa, 505, 507
fuentes en alimentos, 507
glucógeno, 504–505
Polisoma, 609
Politetrafluoroetileno, 394–395
Polonio, 325, 330
Polución, 210, 253, 314, 395
Pomadas, 366, 406, 456
Porcentaje, factor de conversión, 33
Porcentaje en masa Gramos de soluto contenidos en exactamente 100 g de disolución, 255, 276
Porcentaje en masa/volumen Gramos de soluto contenidos en exactamente 100 ml de disolución, 257
Porcentaje en volumen Concentración en porcentaje que relaciona el volumen de soluto con el de disolución, 256
Positrón Partícula sin masa pero con carga positiva que se origina cuando un protón se transforma en un neutrón y en un positrón, 320
Potasio, 28, 36, 130, 169
en el cuerpo, 28, 36, 90
en la sangre, 250, 277
símbolo, 87
transporte a través de las membranas, 542
Potasio-40, 322, 331
Potencias de 10, 19
Prednisona, 539
Prefijo Parte del nombre de una unidad métrica que precede al nombre de la unidad base e indica el tamaño de la medida. Los prefijos están basados en una escala decimal, 27–30
para nombrar compuestos covalentes, 141
sistema métrico y SI, 27
Prescripciones, y medidas, 14
Presión
arterial, medida, 215
de gas, 213–214
osmótica, 269–271, 276, 661
sistólica, 215
Presión Fuerza ejercida por las partículas de un gas sobre las paredes de un contenedor. *Véase también* Presión atmosférica, 213–214.
osmótica, 270
parcial, 230–232
y la temperatura, 222–223
Presión atmosférica Presión ejercida por la atmósfera, 211, 213–214
Presión osmótica Presión que detiene el flujo de agua hacia la disolución más concentrada, 270
Presión parcial Presión ejercida por un gas en una mezcla de gases, 230–232
Priestley, Joseph, 7
Primeros auxilios, 51, 196
Priones, 568
Probenecid, 252
Problemas medioambientales
alquenos con aroma, 386
calentamiento global, 55
datación de objetos antiguos, 336
feromonas, en la comunicación entre insectos, 389
grupos funcionales en compuestos habituales, 373
jabones, acción limpiadora, 461
lluvia ácida, 210, 299, 529
pesticidas, 8
petróleo, 365
plantas nucleares, 342
vainilla, 421
Producto iónico del agua Producto de la $[H_3O^+]$ multiplicado por $[OH^-]$ en una disolución; $K_w = [H_3O^+][OH^-]$, 290, 555
Producto químico Sustancia empleada o producida en un proceso químico, 3
Productos
sin azúcar, 496, 501
para el cuidado de la piel, 451, 551
Productos Sustancias que se forman en una reacción química, 175
Profesiones
anestesista, 224, 591
antropólogo forense, 1
asistente
de laboratorio clínico, 470
de ortopedia, 248
dentista, 382
especialista en rehabilitación, 558
farmacéutico, 416
fisioterapeuta, 128, 533
histólogo, 69
óptico, 99
técnico
agrónomo, 552
en análisis sanguíneos, 500
en emergencias médicas, 623
de laboratorio clínico, 280
quirúrgico, 60
superior en alimentación, 161
veterinario, 38
tecnóloga en medicina nuclear, 317
terapeuta ocupacional, 595
Progesterona, 537
Prolina, 556, 562, 606, 611
Pronóstico del tiempo, 211, 214
Propanal, 420, 425, 427, 444, 452
Propano, 220, 231, 355, 365, 366, 385
combustión, 366, 367, 379
Propanol, 392, 407, 411, 413–414, 425
Propanotiol, 410, 441

1,2,3-Propanotriol, 409
Propelente de aerosol, 141
Propeno, 384–388, 392, 394, 40
2-Propeno-1-tiol, 410
Propiedades
de los compuestos inorgánicos, 351
periódicas, 107
Propiedades físicas Características que pueden ser observadas o medidas sin que se altere la identidad del elemento, como la forma, el color, olor, sabor, densidad, dureza, punto de fusión o punto de ebullición, 87
Propilamina, 464
Propileno, 394–395
Propionaldehído, 420
Propionamida, 470, 476
Propionato
de metilo, 457, 475
de sodio, 454, 472, 475, 476
Prostaglandina Compuesto derivado del ácido araquidónico y que regula distintos procesos fisiológicos, 2, 519–521
Proteasa, 572
Protección de la radiación, 321–322
Protector solar, 4, 49, 121, 376, 451
Proteína Término empleado para referirse a los polipéptidos biológicamente activos formados por múltiples aminoácidos unidos mediante enlaces peptídicos, 28
de almacenamiento, 554
aminoácidos, 556
clasificación, 553
completas, 566
contráctiles, 553
desnaturalización, 568–569
digestión, 631
estructura
cuaternaria, 566–567
y enfermedad de las vacas locas, 568
primaria, 560–561
secundaria, 561
terciaria, 564–565
estructurales, 610
fibrosas, 566
funciones, 553–554
globulares, 565–566
incompletas, 566
integrales, 541, 542
niveles estructurales, 567
periféricas, 541, 548
prion scrapie, 568
en la sangre, 250
síntesis, 198, 592, 609, 615
antibióticos que inhiben, 609
de transporte, 554
valor calórico, 56
Proteínas fibrosas Proteínas insolubles en agua, consistentes en cadenas polipeptídicas que forman hélices u hojas plegadas β. Constituyen las fibras del cabello, la lana, la piel, las uñas y la seda, 566
Proteínas globulares Proteínas con una forma compacta debido a las atracciones que se establecen entre las cadenas laterales de los aminoácidos que la forman, 565–566
Protón Partícula subatómica cargada positivamente con una unidad de masa atómica y que se representa por p o p^+, 96–97
Provirus, 614
Proyección de Fischer Sistema de representación de estereoisómeros en la que se emplean líneas horizontales para representar los enlaces que se alejan y líneas verticales para los que se acercan, y en la que cada intersección representa un átomo de carbono, 430–431
Proyecciones de Haworth Estructura cíclicas de un monosacárido, 492–494
Proyecto Genoma Humano, 601
Psoriasis, 107
Puente salino Atracción entre grupos laterales ionizados de los aminoácidos básicos y ácidos en la estructura terciaria de una proteína, 564
Puentes disulfuro Enlaces covalentes que se forman entre los grupos —SH de las unidades de cisteína en una proteína y que estabilizan la estructura terciaria, 564
Pulgadas de mercurio, 211
Pulmones, mecanismo de la respiración, 218
Punto de congelación (pc) Temperatura a la que un líquido se convierte en sólido (se congela) o un sólido se convierte en un líquido (se funde), 67
Punto de ebullición Temperatura a la que un líquido se convierte en gas (ebulle) y un gas se convierte en líquido (condensa), 59, 69
de ácidos carboxílicos, 452
de alcanos, 350, 365, 413
de alcoholes, 412–413
de aldehídos, 424–425
de aminas, 464
de cetonas, 424–425
de éteres, 412–413
del etanol, 207
Punto de equivalencia, 302
Punto de fusión (pf) Temperatura a la que un sólido se transforma en un líquido (funde). Es igual que la temperatura del punto de congelación, 67
de ácidos grasos, 517
de amidas, 471
de compuestos iónicos, 127
de grasas y aceites, 523–524
Punto isoeléctrico pH al cual un aminoácido se encuentra como ión dipolar (zwiterión), 557
Purinas, 592
Puromicina, 609
Putrescina, 373

Q

Quemadura
solar, 107
por vapor, 71
Queratinas, 553, 566
α-queratinas, 566
Queroseno, 365, 368
Quilomicrones, 536–537, 544, 548, 630–631, 668
Química Ciencia que estudia la composición, estructura, propiedades y transformaciones de la materia, 2
aprendizaje activo, 9–10
etapas, 10
plan de estudio para el aprendizaje, 7, 9–10
resolución de problemas, 35–40
Química orgánica Estudio de los compuestos del carbono, 350–368
Quimioterapia, 332, 405
Quimotripsina, 631
Quinasas, 572
Quinina, 467
Quiral Que no es superponible con su imagen especular, 430
Quiralidad, 429–30
Quitaesmalte de uñas, 406, 423

R

Rad (dosis de radiación absorbida) Medida de la cantidad de radiación absorbida por el cuerpo, 330
Radiación, 318
y los alimentos, 331
de alta energía, 330
apantallamiento, 321–322
dosis letal, 332
efectos biológicos, 321, 323, 330, 343
exposición, 331

Radiación *(cont.)*
de fondo, 331
formas, 320
ionizante, 321
medida, 330, 344
nuclear, 317–349. *Véase también* Radiación.
número másico y atómico, cambios, 323
tipos, 319–321
Radiactividad
aplicaciones médicas que emplean, 336–338
natural, 318–322
Radio atómico Distancia entre el núcleo y los electrones de valencia (los más externos), 109
Radio-7, 92, 324, 325, 330, 335
símbolo, 87
Radio-226, 321, 323–325, 445
Radiografías dentales, 331
Radioisótopo Átomo radiactivo de un elemento, 318
escáneres, 337
tomografía por emisión de positrones, 337–338
vida media, 333–335
Radiólogo, 321
Radón, 15, 92, 118, 324–325
en los hogares, 15, 325
Radón-222, 324–325, 331, 445
Ramificación Grupo carbonado o átomo de halógeno unido a la cadena carbonada principal, 358
Raquitismo, 576, 581
rARN. *Véase* ARN ribosómico
Rayón, 141
Rayos cósmicos, 331, 336
Rayos gamma Radiación de alta energía emitida por un núcleo inestable, 321, 330
Rayos X, 38, 610
pecho, 331
RDA, 581
Reacción de adición Reacción en la cual átomos o grupos de átomos se unen a un enlace doble o triple. Ejemplos de reacciones de adición son la adición de hidrógeno (hidrogenación) y de agua (hidratación), 390–393
hidratación, 392
hidrogenación, 390–392
de grasas insaturadas, 392
resumen, 390
Reacción anabólica Reacción metabólica que requiere energía, 624
Reacción en cadena Reacción de fisión que continúa una vez ha comenzado mediante el bombardeo con un neutrón de alta energía de un núcleo pesado, como el U-235, 340
Reacción de combinación Reacción en la que los reactivos se combinan formando un solo producto, 179–180
Reacción de desplazamiento simple Un elemento sustituye a otro en un compuesto, 180–181
Reacción de doble desplazamiento Reacción en la que se intercambian distintas partes de dos reactivos, 180, 182
Reacción de oxidación-reducción Reacción en la que la oxidación de un reactivo está acompañada de la reducción de otro, 184–188
involucrando iones, 184–185
en sistemas biológicos, 186–187
Reacción química Proceso por el cual se produce un cambio químico, 2–3, 161–208, 162
cálculo de la masa, 192–194
cambios, 172–173
físicos, 171–172
químicos, 171–173
disoluciones, 265–267
ecuaciones químicas, 174–179
energía, 195–198
masa molar, 166–171
mol, 162–166
reacciones
de adición, 390–393
de combinación, 179–180
de descomposición, 180
de desplazamiento, 180–182
endotérmicas, 195–196
exotérmicas, 195
de oxidación-reducción, 184–188
tipos, 179–184
Reacciones catabólicas Reacciones metabólicas que producen energía en las células mediante la degradación de la glucosa y de otras moléculas, 656
Reacciones de descomposición Reacción en la que un único reactivo se disocia en dos o más sustancias más sencillas, 180
Reacciones de desplazamiento, 180–182
doble, 180, 182
sencilla, 180–181
Reacciones endotérmicas Reacciones que necesitan calor, la energía de los productos es mayor que la de los reactivos, 195–196
Reacciones exotérmicas Reacciones que liberan calor, la energía de los productos es menor que la de los reactivos, 195–196
Reacciones nucleares, 323–329
decaimiento
alfa, 323
beta, 325–326
radiactivo, 323
emisión
gamma, 327
de positrones, 326
isótopos radiactivos, producción, 327–328
Reactivos, 162
cálculo
de la masa, 189
de los moles, 189, 192
concentración, 197
masa de productos a partir
de la masa de reactivos, 189
de los moles de reactivos, 192–193
reacciones químicas en disolución, 265–266
Receta, 99, 416
Reciclado, de plásticos, 394
Recubrimientos
antideslizantes, 394
céreos, en frutas y verduras, 366
Recuento de calorías, 57
Redondeo, 24
Redshaw, Sally, 7
Reducción Ganancia de electrones por una sustancia. Las reducciones biológicas implican la pérdida de oxígeno o la ganancia de hidrógeno, 184
de monosacáridos, 495, 508
Reductasas, 572
Refractómetro, 483
Refrigeración, 69
Refrigerante, 222
Regla, 21
Regla del octeto Los elementos de los grupos 1A-7A (1, 2, 13-17) reaccionan con otros elementos para formar enlaces iónicos o covalentes y alcanzar la configuración electrónica de tipo gas noble, generalmente con 8 electrones en la capa más externa, 121–122
Relación directa Relación en la cual dos propiedades aumentan o disminuyen simultáneamente, 220
Relación inversa Relación en la que dos propiedades varían en sentido contrario, 216
Relación presión-volumen, en la respiración, 218
Relajante muscular, 224

Rem (radiación equivalente en humanos) Medida del daño biológico causado por los distintos tipos de radicación (rad × factor biológico), 330
Remolacha azucarera, 499, 507
Renina, 571
Replicación Duplicación del ADN mediante el emparejamiento de las bases de cada hebra con sus bases complementarias, 599–600
Repulsión de cargas de igual signo, 97
Resfriado común, 613
Resolución de problemas, 35–40
  empleando
    la densidad, 42
    dos o más factores de conversión, 37–38
    factores
      de conversión, 35–36
      métricos, 36–37
  con la gravedad específica, 43
Resonancia magnética de imagen (RMI), 339
Respiración, 62, 484, 511
Resta, cifras significativas, 13
Restos óseos, identificación, 1
Retículo endoplasmático, 626–627
  liso, 626
  rugoso, 626
Retin-A, 107
Retinal, isómeros *cis-trans*, 390
Retinoblastoma, 616
Retrovirus Virus que contiene ARN como material genético y que sintetiza una hebra complementaria de ADN dentro de la célula, 613–614
Rett, síndrome, 533
Riboflavina, 582
Ribosa, 592–593
Ribosomas, 626–627
Ribulosa, 486, 490, 491
Rigor mortis, 628
Ringer, disolución, 249–250
Riñón artificial, 273
Riopan, 302
Ritonavir, 615
Robles, Minna, 558
Rodopsina, 390
Rotenona, 650
Rubidio, 90
Rutas metabólicas, coenzimas, 632–634
Rutherford, Ernest, 96

S

Sabin, Albert, 7
Sacarasa, 553, 573, 574, 577, 629
Sacarina, 501
Sacarosa Disacárido formado por glucosa y fructosa; es un azúcar no reductor comúnmente llamado azúcar de mesa o «azúcar». *Véase también* Azúcar, 4, 121, 247, 258, 484, 499, 507, 577
  hidrólisis, 553–554, 573, 574
Sal de ácido carboxílico Ión carboxilato unido al ión metálico de la base utilizada para la neutralización del ácido carboxílico, 453–454
  a partir de la hidrólisis de ésteres, 455
  jabones, 459
Sal de amonio Compuesto iónico que se forma entre una amina y un ácido, 466
Sal(es)
  biliares, 534, 536–537, 630
  de mesa. *Véase* Cloruro de sodio
Salicilato de metilo, 3, 456
Salk, Jonas, 7
Salmonella, 331
Salmuera, 640
Salud
  ácido(s)
    estomacales, 295
    grasos
      omega-3 en la grasa de pescado, 520
      trans, 527
    salicílico y Aspirina, 456
  agua en el cuerpo, 245
  alcaloides, 467
  alcanos halogenados, usos habituales, 364
  alcoholes, 409
  aldehídos y cetonas, 423
  alfa-hidroxiácidos, 451
  alimentos irradiados, 331
  amidas en salud y en medicina, 471
  aminas en salud y en medicina, 464
  aminoácidos esenciales, 566
  anemia drepanocítica, 570
  antiácidos, 298, 302
  antibióticos que inhiben la síntesis de proteínas, 592
  ATP sintasa y calor corporal, 653
  bolsas calientes y frías, 196
  braquiterapia, 332
  cámaras hiperbáricas, 234
  cáncer, 616
  coloides y disoluciones corporales, 268
  combustión incompleta, 367
  compuestos aromáticos, 397
  contracción muscular, 628
  cuerpos cetónicos y diabetes, 659
  dosis de radiación en exploraciones y procedimientos terapéuticos, 338
  edulcorantes, 501
  efectos biológicos de la radiación, 304
  electrolitos en los fluidos corporales, 250
  elementos
    esenciales para la salud, 90
    traza, 94
  emisores beta en medicina, 326
  enantiomería en los sistemas biológicos, 433
  esteroides anabolizantes, 539
  estructura proteica y enfermedad de las vacas locas, 568
  éteres como anestésicos, 411
  gases
    nobles, usos, 125
    en la sangre, 233
  glucosa en sangre, 496
  gota y piedras en los riñones, 252
  grasa almacenada y obesidad, 659
  gravedad específica de la orina, 45
  grupos sanguíneos e hidratos de carbono, 502
  hemodiálisis, 273
  hidrocarburos aromáticos policíclicos (PAH), 398
  hidrogenación de grasas insaturadas, 392
  hiperglucemia e hipoglucemia, 490
  huella dactilar del ADN, 601
  intolerancia a la lactosa, 635
  iones
    en el cuerpo, 126
    poliatómicos en los huesos y en los dientes, 135
  isoenzimas como herramientas diagnósticas, 575–576
  isomería *cis-trans* en la visión nocturna, 390
  medida de la presión arterial, 14, 215
  obesidad, 659
  olestra, 526
  opiáceos naturales, 561
  oxidación del alcohol en el cuerpo, 418
  pérdida y ganancia de peso, 58
  porcentaje de grasa corporal, 44
  quemaduras por vapor, 71

Salud *(cont.)*
radiación y alimentos, 331
reacciones biológicas a la luz UV, 107
relación presión-volumen en la respiración, 218
resonancia magnética de imagen (RMI), 339
síntesis de proteínas, inhibición, 609
esmog, 183
sustitutos de las grasas, 526
tampones en la sangre, 306
temperatura corporal, variaciones, 62
tomografía computarizada (TC), 339
toxicidad
del mercurio, 88
del monóxido de carbono, 367
toxinas, 650
transporte a través de las membranas celulares, 542
visión nocturna, 390
Salvado, 38, 57
Samuelson, Dennis, 552
Sangre
nivel de alcohol, 418
pH, 15, 280, 281, 302, 304, 306, 661
recogida, 500
tampones, 306
Saponificación Hidrólisis de un éster con una base fuerte para producir la sal del ácido carboxílico y un alcohol, 459, 461
triacilgliceroles, 528
Saquinavir, 615
Saran, 394–395
Seaborg, Glenn, 7
Seda, 351, 553
Sedantes, 448, 471
Segundo (s) Unidad de tiempo que se emplea tanto en el SI como en el sistema métrico, 17
Selenio, 340
Sellador, dental, 120
Semejante disuelve a lo semejante, 244–246, 275
Semiconductor, 92
Serina, 531–532, 544, 555–558, 607, 664
Sievert (Sv) Unidad del daño biológico (dosis equivalente) igual a 100 rems, 330
Signo del cambio, 294, 297
Silicio, 49, 105, 203
isótopos, 445
símbolo, 87
Símbolo atómico Abreviatura que se emplea para indicar la masa y el número atómico de un isótopo, 101
Símbolo(s), 86–89
químicos, 86–87
de reciclaje, 394
Símbolos químicos Abreviaturas que representan el nombre de los elementos, 86–87
Síndrome de inmunodeficiencia adquirida (SIDA), 615
Síntesis de proteínas, 607–609
iniciación, 607
terminación, 609
translación, 609
Sintetasa, 572, 607, 656
Sistema
de bajas presiones (atmosférico), 214
estadounidense de medidas, factores de conversión sistema métrico-estadounidense, 22, 32, 35, 46
Internacional de Unidades, 15
Sistema métrico Sistema de medidas empleado por los científicos y en la mayoría de países del mundo, 15
Sitio activo Cavidad en la estructura terciaria de una enzima que se une con el sustrato y que cataliza su reacción, 573
Sobrero, Ascanio, 7
Sodio, 28, 57, 84, 90, 91, 92, 104, 105, 107, 121, 122, 127, 130
en el cuerpo, 57, 90
masa molar, 168
necesidades humanas, 90
en la sangre, 277, 336
símbolo, 87
transporte a través de membranas celulares, 542
Sólido Estado de la materia con forma y volumen propios, 65
cambios de estado, 67–73
densidad, 40–42
disoluciones sólidas, 243
propiedades, 66
Solubilidad Máxima cantidad de un soluto que puede disolverse en 100 g de disolvente, generalmente agua, a una temperatura dada, 253–254, 276
de ácidos
carboxílicos, 452
grasos, 513
de alcanos, 365
de alcoholes, 413
de aldehídos, 425
de amidas, 471
de aminas, 465
de cetonas, 425
efecto de la temperatura, 253
de éteres, 413
de fenoles, 413–414
de gases
en agua, 253, 275
en líquidos, 253–254, 275
ley de Henry, 253–254
Soluto Componente minoritario de una disolución
no polar, 245–246, 275
polar, 245–246, 275, 276
tipos, 242–243
Sorbitol, 3, 495
Sosa, 288
Stat lab, 280
Subíndice en fórmulas químicas, 128
Sublimación Cambio de estado en el que un sólido se transforma directamente en un gas sin que se forme un líquido primero, 69
Succinato, 580
deshidratación, 644
deshidrogenasa, 648
Succinil CoA, 642–644, 665, 673
hidrólisis, 644
Sucralosa, 501
Sudafed, 466
Sudor, 62, 418
Sulfato, 134, 281
de aluminio, 137
de bario, 137, 182
de calcio, 137
de cobre(II), 143, 185, 243
férrico, 268
de hierro(II), 121
de magnesio, 137
de sodio, 135, 136, 182
Sulfito, 134, 281
de calcio, 137
Sulfuro, 130
de cobre(I), 158
de hierro(II), 190
de sodio, 129
Suspensión Mezcla en la que las partículas de soluto son lo suficientemente grandes y pesadas para sedimentar y ser retenidas por los filtros y las membranas semipermeables, 267, 268

Sustancia Tipo de materia con iguales propiedades y composición, independientemente de donde se encuentre, 3
anfóteras, 285
polar, 244
Sustancia pura Tipo de materia con una composición definida, 83, 121
Sustitución Mutación que sustituye una base del ADN por otra, 610–611
Sustitutos del azúcar, 496
Sustituyentes Agrupación de átomos, como un grupo alquilo o un átomo de halógeno, que se une directamente a la cadena principal o al anillo carbonado, 358–359
Sustrato Molécula que reacciona en el sitio activo durante una reacción enzimática, 577–578
Sistema Internacional (SI), 15
prefijos, 27

T

Tabla periódica Ordenación de los elementos en orden creciente de número atómico, de modo que los elementos con propiedades químicas similares quedan agrupados en columnas verticales, 89–94
grupos, clasificación, 90–92
metales/no metales/metaloides, 92–93
características, 93
períodos y grupos, 90
Tallo aceptor, 602–603
Tampones Disoluciones de un ácido débil y de su base conjugada, o de una base débil y de su ácido conjugado que mantiene el pH neutralizando el ácido o la base que se le añade, 304–306
en la sangre, 306
tARN. *Véase* ARN (tARN)
sintetasa, 607
Taxol, 405
Tay-Sachs, enfermedad, 612
Tecla
EXP en calculadoras, 20
de log, 294
Tecnecio-99m, 321, 327, 335, 336
Técnica(s)
de agricultura, 552
aséptica, 60
Técnico
en análisis sanguíneos, 500
en emergencias médicas, 623
de laboratorio, 470
clínico, 280
en medicina nuclear, 317
quirúrgico, 558
superior en alimentación, 161
veterinario, 38
Tecnología
innovaciones en los últimos 300 años, 7
quiral, 433
Teflón, 394, 395, 401
Tejido adiposo pardo, 653
Temperatura Indicación del grado de calor o frialdad de un objeto, 17, 54, 55
comparación de temperaturas, 61
corporal, 59, 71, 77, 197, 221, 571
en la hipotermia, 62
variaciones, 62
efecto
sobre la actividad enzimática, 576–577
sobre la solubilidad, 253
sobre la velocidad de reacción, 197
escala
Celsius (°C), 59–61
de temperaturas
Fahrenheit (°F), 59–61
Kelvin (°K), 61–62
factores de conversión, 59–62
de los gases, 212, 221, 223, 225, 236
medida, 2
y la presión, 222–223
Temperatura óptima Temperatura a la cual la actividad enzimática es máxima, 576
Tensión diastólica, 215
Teoría Explicación de una observación que ha sido validada por experimentos que confirman una hipótesis, 5
Teoría atómica, 7, 95
Teoría cinética de los gases Modelo empleado para explicar el comportamiento de los gases, 210–211
Teoría de la repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia Teoría que predice la geometría de una molécula al alejar los pares de electrones alrededor del átomo central tanto como sea posible, con el fin de minimizar la repulsión mutua entre ellos, 147, 353
tera-, 27
Terapeuta ocupacional, 595
Terapia
intravenosa con fluidos, 241
con radiación, 332, 333, 338, 347
Termómetro, 17, 21, 42
Testosterona, 537
tetra-, 361
Tetraciclina, 609
Tetracloruro de carbono, 257, 364
Tetrafluoroeteno, 394, 401
Tetrahidrofolato, 582
Tetrosa, 486, 507
Thomson, J. J., 95–96
Tiamina, 582
fosfato, 582
Tiempo, medida, 17
Tierra, pH, 292–293
Timina, 592, 593, 595, 598, 599, 601, 618
Timol, 407, 409
Tintura de yodo, 242–243, 409
Tiol Moléculas orgánicas con el grupo funcional —SH unido a un átomo de carbono, 370, 372, 406–407, 410
oxidación, 417–418
reacciones, 414–418
Tirosina, 556, 557, 612, 664
Titanio, 121, 332
símbolo, 87
Titralac, 302
Tolueno, 396–397
Tomografía
computarizada (TC), 339
por emisión de positrones, 337–338
Tong, Helen, 533
Tormenta, 70
Torr (unidad de medida), 214
Torricelli, Evangelista, 214
Townes, Charles, 7
Toxicología, 513
y relación riesgo-beneficio, 34
Toxinas, 650
Trabajo Actividad que requiere energía, 52–53
Transaminación Transferencia del grupo amino de un aminoácido a un α-cetoácido, 582, 625, 662, 663, 664, 667
Transaminasas, 572
de aspartato (AST), 576
Transcripción Transferencia de la información genética del ADN al formarse el mARN, 604–605
inversa, 613–617
Transcriptasa inversa, 613–616, 618
Transferasas, 572
Transfusiones, compatibilidad de grupo sanguíneo, 502

Translación Interpretación de los codones en el mARN como aminoácidos en la cadena peptídica, 609
antibióticos inhibidores, 609
iniciación, 607–608
terminación, 609
Translocación Desplazamiento de un ribosoma a lo largo del mARN desde un codón (tres bases) hasta el siguiente codón durante la translación, 607, 609, 618
Transmutación, 327
Transpiración, 79, 245, 318
Transportadores de electrones, 645–646
Transporte
activo, 542
facilitado, 542
pasivo a través de las membranas celulares, 542
Transporte de electrones Serie de reacciones que tienen lugar en las mitocondrias y que transfieren electrones del NADH y del $FADH_2$ a portadores de carga, ordenados de mayor a menor contenido en energía y finalmente al O_2, produciéndose H_2O. La energía liberada en tres de estos intercambios se emplea en la síntesis de ATP, 624, 645–649
desacopladores, 653
inhibidores, 650
portadores de electrones, 645–646
síntesis de ATP, y, 651–652
transferencia electrónica, 647
Trautwein, Audrey, 280
Treonina, 556, 566
Treosa, 486, 491
tri-, 361
Triacilgliceroles Lípidos formados por tres ácidos grasos unidos mediante enlaces de tipo éster al glicerol, un trihidroxi alcohol, 525
almacenamiento de energía para los animales, 523
digestión, 630, 669
en el cuerpo, 522
formación, 631
hidrogenación, 525–527
hidrolisis, 528
mixtos, 523, 525
propiedades químicas, 525–530
en la sangre, 536
saponificación, 528
1,1,2-Tricloro-1,2,2-trifluoroetano, 364
1,3,5-Triclorobenceno, 397
1,1,1-Tricloroetano, 364
Triclorometano, 364
Tricloruro de nitrógeno, 142
Triclosano, 3
Triestearato de glicerilo, 522, 525
Trifosfato de adenosina. *Véase* ATP
Triglicéridos. *Véase* Triacilgliceroles
Trilaurina, 530
Trimetilamina, 461–465
Trinitrotolueno (TNT), 397, 401
Trioleína, 523, 530, 545
Triosa, 486, 507, 637
Triosafosfato isomerasa, 637
Trióxido
de azufre, 143, 167
de diboro, 142
Tripalmitina, 525, 528, 544
Tripathi, Sunanda, 209
Triple hélice Estructura proteica del colágeno, formada por tres cadenas polipeptídicas entrelazadas como en una trenza, 561–562, 564, 584
Tripsina, 553
Triptófano, 556, 566, 664
Triestearina, 522, 525, 546, 549
Tritralac, 302
Tubo de escape, 314, 398
Tumor, 317
cerebral, 327, 338
Tums, 302
Tilenol, 448, 471

U

Úlcera péptica, 302
Unidad de masa atómica (u) Pequeña unidad de masa empleada para describir la masa de partículas muy pequeñas, como átomos o partículas subatómicas; 1 u equivale a la doceava parte de la masa de un átomo de ^{12}C, 97
Unidades
de energía, 54
del SI, 15, 17, 53, 330
Unidades fórmula Grupos de iones representados por la fórmula del compuesto iónico, 163
Uñas, 566
Uracilo, 595
Uranio, 319, 323
símbolo, 87
Uranio-235, 319, 340, 342, 347
Uranio-238, 319, 323, 335, 336
Urea, 15, 45, 242, 248, 268, 273, 277, 471, 577
Ureasa, 581
Uremia, 471
Uridina, 594

V

Vainilla, 377, 402, 409, 421, 423
Vainillina, 377, 397, 409
Valina, 556, 565, 566, 570, 588, 590
Valoración Adición de una base a una muestra de un ácido para determinar su concentración ácido-base, 302, 303, 308
Valoración ácido-base, 302–304
Valores calóricos Kilocalorías que se obtienen por cada gramo de los distintos tipos de alimentos: hidratos de carbono, grasas y proteínas, 56–57
Vaporización. *Véase* Evaporación
Variaciones periódicas, 107–111
energía de ionización, 110–111
número de grupo y electrones de valencia, 107–108
radio atómico, 109–110
símbolos punto-electrón, 108–109
Vaselina, 365–366
Vegetales
como indicadores del pH, 298
recubrimientos cerosos, 366
Velas, 522
Velocidad de reacción, 196–197
catalizadores, 197
concentraciones, efectos, 197
temperatura, efectos, 197
Venopunción, 500
Ventilador, 209
Verrugas, 613
genitales, 616
Vertido de petróleo, 368
Vida media Tiempo necesario para que la actividad de una muestra radiactiva decaiga a la mitad, 333–335
Vidriero, 141
VIH, 615
Vinagre, 8, 65, 66, 86, 115, 213, 243, 281, 288, 293, 373, 449
Vino, 39, 256, 292, 315, 418
Virus Pequeñas partículas que contienen ADN o ARN en una envoltura proteica y que para replicarse necesita alojarse en una célula, 613–615
ADN, 615, 620, 622
ARN, 591, 616
enfermedades causadas, 613
del herpes simple, 613

de inmunodeficiencia humana (VIH), 615
oncogénico, 616
del papiloma, 616
provirus, 614
retrovirus, 613–614
SIDA (síndrome de inmunodeficiencia adquirida), 615
transcripción inversa, 613–614
Visión nocturna, isomería *cis-trans*, 390
Vitamina A, 582
Vitamina B_1. *Véase* Tiamina
Vitamina B_2. *Véase* Riboflavina
Vitamina B_3. *Véase* Niacina
Vitamina B_5. *Véase* Ácido pantoténico
Vitamina B_6. *Véase* Piridoxina
Vitamina B_{12}. *Véase* Cobalamina
Vitamina C, 582
Vitamina D, 582
Vitamina E, 582
Vitamina K, 582
Vitaminas Moléculas orgánicas esenciales para el crecimiento y la salud, que se obtienen en pequeñas cantidades mediante la dieta, 581–582
hidrosolubles, 581, 582, 632
liposolubles, 514, 526, 581, 582
Vitaminas hidrosolubles Vitaminas solubles en agua, no se almacenan en el cuerpo, se destruyen fácilmente por el calor, la luz ultravioleta y el oxígeno; y funcionan como coenzimas, 581, 582, 632
Vitaminas liposolubles Vitaminas que no son solubles en agua y son almacenadas en el hígado y en la grasa corporal, 514, 526, 581, 582
Volta, Alessandro, 7
Volumen Cantidad de espacio ocupado por una sustancia, 15–16, 226–227
de un gas, 210–211, 216, 219, 220, 221, 226
medida, 28–29
Volumen desplazado, cálculo de la densidad, 41
Volumen molar Volumen de 22, 4 litros ocupado por 1 mol de un gas en unas condiciones de presión y temperatura de 0 °C (273 K) y 1 atm, 227–229

W

Wahl, Arthur, 7
Watson, James, 598
Wender, Paul, 405
Wöhler, Frederick, 351

X

Xenón, 92, 224, 338

Y

Yodo, 28, 35, 82–83, 83, 87, 94
en el cuerpo, 83
ingesta de yodo radiactivo (RAIU), 337
molécula diatómica, 139
símbolo, 87
tintura, 242
yodo-, 359
Yodo-125, 319, 322
Yodo-131, 331
Yoduro de potasio, 158
Yogurt, 57, 86, 126, 245, 507, 569, 571

Z

Zafiro, 121
Zinc, 28, 40, 41, 83–84, 90, 94, 121, 131, 181, 230
en el cuerpo, 82–83
símbolo, 87
Zinc-66, 328
Zwiterión Forma dipolar de un aminoácido con dos regiones con cargas eléctricas opuestas, 555

UNIDADES DE MEDIDA EN EL SISTEMA INTERNACIONAL (SI) Y FACTORES DE CONVERSIÓN

Longitud Unidad del SI: metro (m)	Volumen Unidad del SI: metro cúbico (m^3)	Masa Unidad del SI: kilogramo (kg)
1 metro (m) = 100 centímetros (cm)	1 litro (l) = 1000 mililitros (ml)	1 kilogramo (kg) = 1000 gramos (g)
1 metro (m) = 1000 milímetros (mm)	1 ml = 1 cm^3	1 g = 1000 miligramos (mg)
1 cm = 10 mm	1 l = 1,06 cuartos (qt)	1 kg = 2,20 lb
1 kilómetro (km) = 0,621 millas (mi)	1 qt = 946 ml	1 lb = 454 g
1 pulgada (in.) = 2,54 cm (exactos)		1 mol = $6,02 \times 10^{23}$ partículas
		Agua
		Densidad = 1,00 g/ml

Temperatura Unidad del SI: Kelvin (K)	Presión Unidad del SI: Pascal (P)	Energía Unidad del SI: Julio (J)
°F = 1,8 (°C) + 32	1 atm = 760 mmHg	1 caloría (cal) = 4,184 J
$°C = \frac{(°F - 32)}{1,8}$	1 atm = 760 torr	1 kcal = 1000 cal
K = °C + 273	1 mol (CNPT) = 22,41	**Agua**
		Calor de fusión = 80 cal/g
		Calor de vaporización = 540 cal/g
		Calor específico = 4,184 J/g °C

PREFIJOS PARA LAS UNIDADES DE MEDIDA DEL SI

Prefijo	Símbolo	Notación científica
Valores superiores a 1		
tera	T	10^{12}
giga	G	10^{9}
mega	M	10^{6}
kilo	k	10^{3}
Valores inferiores a 1		
deci	d	10^{-1}
centi	c	10^{-2}
mili	m	10^{-3}
micro	μ	10^{-6}
nano	n	10^{-9}
pico	p	10^{-12}

FÓRMULAS Y MASAS MOLARES DE COMPUESTOS COMUNES

Nombre	Fórmula	Masa molar (g/mol)	Nombre	Fórmula	Masa molar (g/mol)
Agua	H_2O	18,0	Dióxido de carbono	CO_2	44,0
Amoniaco	NH_3	17,0	Hidrógeno	H_2	2,0
Bromo	Br_2	159,8	Hidróxido sódico	NaOH	40,0
Butano	C_4H_{10}	58,0	Metano	CH_4	16,0
Carbonato cálcico	$CaCO_3$	100,1	Nitrógeno	N_2	28,0
Carbonato potásico	K_2CO_3	138,2	Óxido cálcico	CaO	56,1
Cloro	Cl_2	71,0	Óxido de hierro(III)	Fe_2O_3	159,8
Cloruro amónico	NH_4Cl	53,5	Óxido de magnesio	MgO	40,3
Cloruro cálcico	$CaCl_2$	111,1	Oxígeno	O_2	32,0
Cloruro de hidrógeno	HCl	36,5	Propano	C_3H_8	44,0
Cloruro sódico	NaCl	58,5	Sulfato amónico	$(NH_4)_2SO_4$	132,1
Dióxido de azufre	SO_2	64,1	Sulfuro de cobre(II)	CuS	95,7

FÓRMULAS Y CARGAS DE ALGUNOS CATIONES COMUNES

Cationes (carga fija)					
1+		2+		3+	
Li^+	Litio	Mg^{2+}	Magnesio	Al^{3+}	Aluminio
Na^+	Sodio	Ca^{2+}	Calcio		
K^+	Potasio	Sr^{2+}	Estroncio		
NH_4^+	Amonio	Ba^{2+}	Bario		
H_3O^+	Hidronio				

Cationes con valencia variable							
1+ o 2+				1+ o 3+			
Cu^+	Cobre(I)	Cu^{2+}	Cobre(II)	Au^+	Oro(I)	Au^{3+}	Oro(III)
2+ o 3+				2+ o 4+			
Fe^{2+}	Hierro(II)	Fe^{3+}	Hierro(III)	Sn^{2+}	Estaño(II)	Sn^{4+}	Estaño(IV)
Cr^{2+}	Cromo(II)	Cr^{3+}	Cromo(III)	Pb^{2+}	Plomo(II)	Pb^{4+}	Plomo(IV)

FÓRMULAS Y CARGAS DE ALGUNOS ANIONES COMUNES

1–				2–		3–	
F^-	Fluoruro	Br^-	Bromuro	O^{2-}	Oxido	N^{3-}	Nitruro
Cl^-	Cloruro	I^-	Yoduro	S^{2-}	Sulfuro	P^{3-}	Fosfuro

Iones poliatómicos					
HCO_3^-	Hidrógeno carbonato (bicarbonato)	CO_3^{2-}	Carbonato		
$C_2H_3O_2^-$	Acetato	CN^-	Cianuro		
SCN^-	Tiocianato				
NO_3^-	Nitrato	NO_2^-	Nitrito		
$H_2PO_4^-$	Dihidrógeno fosfato	HPO_4^{2-}	Hidrógeno fosfato	PO_4^{3-}	Fosfato
$H_2PO_3^-$	Dihidrógeno fosfito	HPO_3^{2-}	Hidrógeno fosfito	PO_3^{3-}	Fosfito
HSO_4^-	Hidrógeno sulfato (bisulfato)	SO_4^{2-}	Sulfato		
HSO_3^-	Hidrógeno sulfito (bisulfito)	SO_3^{2-}	Sulfito		
ClO_3^-	Clorato				
ClO_2^-	Clorito				
OH^-	Hidróxido				

GRUPOS FUNCIONALES EN COMPUESTOS ORGÁNICOS

Tipo	Grupo funcional	Tipo	Grupo funcional
Alqueno	—CH=CH—	Ácido carboxílico	—C(=O)—OH
Alquino	—C≡C—		
Aromático	Anillo de benceno		
Alcohol	—OH	Éster	—C(=O)—O—
Tiol	—SH		
Éter	—O—	Amina	$—NH_2$
Aldehído	—C(=O)—H	Amida	—C(=O)—NH_2
Cetona	—C(=O)—		

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Elementos representativos

Metales alcalinos → 1 Grupo 1A

Metales alcalinotérreos → 2 Grupo 2A

Halógenos → 17 Grupo 7A

Gases nobles → 18 Grupo 8A

Elementos de transición

Número de periodo	1 Grupo 1A	2 Grupo 2A	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	13 Grupo 3A	14 Grupo 4A	15 Grupo 5A	16 Grupo 6A	17 Grupo 7A	18 Grupo 8A
1	1 H 1,008																	2 He 4,003
2	3 Li 6,941	4 Be 9,012											5 B 10,81	6 C 12,01	7 N 14,01	8 O 16,00	9 F 19,00	10 Ne 20,18
3	11 Na 22,99	12 Mg 24,31											13 Al 26,98	14 Si 28,09	15 P 30,97	16 S 32,07	17 Cl 35,45	18 Ar 39,95
4	19 K 39,10	20 Ca 40,08	21 Sc 44,96	22 Ti 47,87	23 V 50,94	24 Cr 52,00	25 Mn 54,94	26 Fe 55,85	27 Co 58,93	28 Ni 58,69	29 Cu 63,55	30 Zn 65,41	31 Ga 69,72	32 Ge 72,64	33 As 74,92	34 Se 78,96	35 Br 79,90	36 Kr 83,80
5	37 Rb 85,47	38 Sr 87,62	39 Y 88,91	40 Zr 91,22	41 Nb 92,91	42 Mo 95,94	43 Tc (98)	44 Ru 101,1	45 Rh 102,9	46 Pd 106,4	47 Ag 107,9	48 Cd 112,4	49 In 114,8	50 Sn 118,7	51 Sb 121,8	52 Te 127,6	53 I 126,9	54 Xe 131,3
6	55 Cs 132,9	56 Ba 137,3	57* La 138,9	72 Hf 178,5	73 Ta 180,9	74 W 183,8	75 Re 186,2	76 Os 190,2	77 Ir 192,2	78 Pt 195,1	79 Au 197,0	80 Hg 200,6	81 Tl 204,4	82 Pb 207,2	83 Bi 209,0	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
7	87 Fr (223)	88 Ra (226)	89† Ac (227)	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (269)	109 Mt (268)	110 Ds (271)	111 Rg (272)	112 — (285)	113 — (284)	114 — (289)	115 — (288)	116 — (292)		118 — (293)

*Lantánidos	58 Ce 140,1	59 Pr 140,9	60 Nd 144,2	61 Pm (145)	62 Sm 150,4	63 Eu 152,0	64 Gd 157,3	65 Tb 158,9	66 Dy 162,5	67 Ho 164,9	68 Er 167,3	69 Tm 168,9	70 Yb 173,0	71 Lu 175,0
†Actínidos	90 Th 232,0	91 Pa 231,0	92 U 238,0	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es 252	100 Fm 257	101 Md 258	102 No 259	103 Lr 260

Metales

Metaloides

No metales

MASAS ATÓMICAS DE LOS ELEMENTOS

Nombre	Símbolo	Número atómico	Masa atómica[a]	Nombre	Símbolo	Número atómico	Masa atómica[a]
Actinio	Ac	89	(227)	Magnesio	Mg	12	24,31
Aluminio	Al	13	26,98	Manganeso	Mn	25	54,94
Americio	Am	95	(243)	Meitnerio	Mt	109	(268)
Antimonio	Sb	51	121,8	Mendelevio	Md	101	(258)
Argón	Ar	18	39,95	Mercurio	Hg	80	200,6
Arsénico	As	33	74,92	Molibdeno	Mo	42	95,94
Ástato	At	85	(210)	Neodimio	Nd	60	144,2
Azufre	S	16	32,07	Neón	Ne	10	20,18
Bario	Ba	56	137,3	Neptunio	Np	93	(237)
Berilio	Be	4	9,012	Niobio	Nb	41	92,91
Berkelio	Bk	97	(247)	Níquel	Ni	28	58,69
Bismuto	Bi	83	209,0	Nitrógeno	N	7	14.01
Boro	B	5	10,81	Nobelio	No	102	(259)
Bromo	Br	35	79,90	Oro	Au	79	197,0
Cadmio	Cd	48	112,4	Osmio	Os	76	190,2
Calcio	Ca	20	40,08	Oxígeno	O	8	16,00
Californio	Cf	98	(251)	Paladio	Pd	46	106,4
Carbono	C	6	12,01	Plata	Ag	47	107,9
Cerio	Ce	58	140,1	Platino	Pt	78	195,1
Cesio	Cs	55	132,9	Plomo	Pb	82	207,2
Cinc	Zn	30	65,41	Plutonio	Pu	94	(244)
Circonio	Zr	40	91,22	Polonio	Po	84	(209)
Cloro	Cl	17	35,45	Potasio	K	19	39,10
Cobalto	Co	27	58,93	Praseodimio	Pr	59	140,9
Cobre	Cu	29	63,55	Prometio	Pm	61	(145)
Criptón	Kr	36	83,80	Protactinio	Pa	91	231,0
Cromo	Cr	24	52,00	Radio	Ra	88	(226)
Curio	Cm	96	(247)	Radón	Rn	86	(222)
Darmstadtio	Ds	110	(271)	Renio	Re	75	186,2
Dubnio	Db	105	(262)	Rodio	Rh	45	102,9
Disprosio	Dy	66	162,5	Roentgenio	Rg	111	(272)
Einstenio	Es	99	(252)	Rubidio	Rb	37	(85,47)
Erbio	Er	68	167,3	Rutenio	Ru	44	101,1
Escandio	Sc	21	44,96	Rutherfordio	Rf	104	(261)
Estaño	Sn	50	118,7	Samario	Sm	62	150,4
Estroncio	Sr	38	87,62	Seaborgio	Sg	106	(266)
Europio	Eu	63	152,0	Selenio	Se	34	78,96
Fermio	Fm	100	(257)	Silicio	Si	14	28,09
Flúor	F	9	19,00	Sodio	Na	11	22,99
Fósforo	P	15	30,97	Talio	Tl	81	204,4
Francio	Fr	87	(223)	Tántalo	Ta	73	180,9
Gadolinio	Gd	64	157,3	Tecnecio	Tc	43	(98)
Galio	Ga	31	69,72	Telurio	Te	52	127,6
Germanio	Ge	32	72,64	Terbio	Tb	65	158,9
Hafnio	Hf	72	178,5	Titanio	Ti	22	47,87
Hassio	Hs	108	(269)	Torio	Th	90	232,0
Helio	He	2	4,003	Tulio	Tm	69	168,9
Holmio	Ho	67	164,9	Uranio	U	92	238,0
Hidrógeno	H	1	1,008	Vanadio	V	23	50,94
Hierro	Fe	26	55,85	Xenón	Xe	54	131,3
Indio	In	49	114,8	Wolframio	W	74	183,8
Iridio	Ir	77	192,2	Yodo	I	53	126,9
Iterbio	Yb	70	173,0	—	—	112	(285)
Itrio	Y	39	88,91	—	—	113	(284)
Lantano	La	57	138,9	—	—	114	(289)
Laurencio	Lr	103	(260)	—	—	115	(288)
Litio	Li	3	6,941	—	—	116	(292)
Lutecio	Lu	71	175,0	—	—	118	(293)

[a]Los valores entre paréntesis corresponden al número másico del isótopo más estable.

La presente edición de *Química. Una Introducción a la Química General, Orgánica y Biológica* está diseñada para aquellos estudiantes que piensan seguir una carrera centrada en el área de las ciencias de la salud. Para ello, se han añadido nuevas estrategias para la resolución de los problemas y nuevos problemas conceptuales y de desafío.

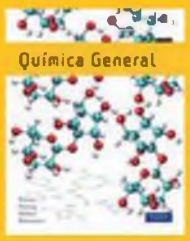
Este libro trata los aspectos fundamentales de la química general, la química orgánica y la química biológica. Se ha escrito con la intención de proporcionar un entorno de aprendizaje que haga que el estudio de la química sea una experiencia positiva y atractiva. Por otra parte, se pretende ayudar al estudiante en su transformación en un pensador crítico al comprender los conceptos científicos que formarán la base necesaria para tomar decisiones importantes sobre temas relacionados con la salud y el medio ambiente. Se han incluido muchos aspectos que ayudan a aprender la relación de la química con la vida diaria y con las carreras del área de las ciencias de la salud, y que proporcionen las habilidades necesarias para aprender química de forma satisfactoria.

Mastering CHEMISTRY

Cada ejemplar, de este libro viene acompañado con un código de acceso al sitio web **www.masteringchemistry.com** que ofrece una enseñanza individualizada, mejora el aprendizaje y permite a los profesores obtener análisis del rendimiento de los estudiantes.

Otro libro de interés

Química General, 10.ª ed.
Petrucci, Herring, Madura, Bissonnette
PEARSON PRENTICE HALL
ISBN 978-84-8322-680-3



Prentice Hall
es un sello editorial de

PEARSON

www.pearsoneducacion.com

ISBN 978-84-832-2809-8